

غير مصرح بتداول هذا الكتاب خارج وزارة التربية والتعليم والتعليم الفني



جمهورية مصر العربية  
وزارة التربية والتعليم  
والتعليم الفني  
الإدارة المركزية لشؤون الكتب

# الكيمياء

## الصف الثاني الثانوى

### إعداد

أ.د. محمد سمير عبدالمعز  
د. أحمد فؤاد الشايب  
أ.د. جابر عبدالوهاب العنانى  
أ. إبراهيم عليوة همام  
أ. سميحة السيد على

### لجنة التعديل والتطوير

أ.د. محمد سمير عبدالمعز  
أ. إلهام أحمد إبراهيم  
أ. محمد كمال الشاذلى  
أ. نعيم نعيم شيحة

### الإشراف العلمى

مكتب مستشار مادة العلوم

### الإشراف التربوى

مركز تطوير المناهج والمواد التعليمية

غير مصرح بتداول هذا الكتاب خارج وزارة التربية والتعليم والتعليم الفني



## المقدمة

فى إطار تطوير التعليم لمواكبة المتغيرات العالمية والمحلية واستكمالاً للجهود البحثية التى تقوم بها وزارة التربية والتعليم للارتقاء بمستوى محتويات المناهج الدراسية وربطها بالمجتمع والبيئة فقد كلف الأستاذ الدكتور/ وزير التربية والتعليم نخبة من اساتذة الجامعات المتخصصين بالتعاون والتنسيق مع موجهى الكيمياء بالوزارة وبمشاركة مؤلفى الكتاب السابق لإعادة تقييم ومراجعة المحتوى العلمى لمادة الكيمياء للصف الثانى الثانوى.

ولقد قامت اللجنة المكلفة بإجراء التعديلات والإضافات اللازمة التى أدت إلى:

(١) التخلص من التكرار والإحشو غير المبرر واستبعاد الأجزاء التى سبق للطلاب دراستها، وإعادة صياغة بعض أجزاء الكتاب بطريقة منطقية متسلسلة ومنظمة.

(٢) إضافة بعض المفاهيم والتطبيقات لمواكبة الاتجاهات العلمية الحديثة.

(٣) ربط موضوعات الدراسة بالحياة اليومية وتأثيراتها البيئية وتطبيقاتها الصناعية.

(٤) الاهتمام بالمعالجات الرياضية فى فهم بعض الموضوعات بهدف تقوية الجوانب الفكرية.

(٥) إدخال بعض الموضوعات التى تتيح للطلاب إجراء تجاربها معملياً لاكتساب مهارات عملية.

(٦) إعداد بعض الأشكال التوضيحية وتوضييفها لخدمة المفاهيم العلمية.

(٧) تحديد الأهداف المرجوة من دراسة كل فصل من فصول الكتاب وضعت فى مقدمته تعطى مؤشراً للطلاب والمعلم على مدى ما حققه.

(٨) تنوع التقييم ليتضمن قياس المستويات المختلفة للتعليم.

والكتاب فى صورته الحالية يحتوى على أربعة ابواب متكامل وتترابط فيما بينها وتعكس تناغماً مع محتويات كتب الكيمياء فى المناهج العالمية وتشمل على تطبيقات صناعية وبيئية مفيدة.

وتتضمن اهتماماً واضحاً بتنمية قدرات الفهم والتحليل والابتكار وتتمشى مع المعايير القومية التى وضعتها الوزارة لتطوير منهج الكيمياء.

وقد تم تزويد الكتاب بروابط على بنك المعرفة المصرى

[www.ekb.eg](http://www.ekb.eg)

منها ما هو فى سياق الموضوعات ، ومنها ما هو إسرائى لتعميق المعرفة والفهم تشجيعاً للطلاب على المزيد من البحث والاطلاع.

نتمنى أن يكون هذا الكتاب فى صورته الجديدة مصدراً مفيداً للعلم والمعرفة فى مجال الكيمياء وأن يحقق الغاية المرجوة وأن يكون خير معين لطلابنا الذين نتمنى لهم النجاح والتوفيق.

لجنة التطوير



محتوى الكتاب

الصفحة

الباب الأول

بنية الذرة ..... ٥

الباب الثاني

الجدول الدوري وتصنيف العناصر ..... ٢٦

الباب الثالث

الروابط وأشكال الجزيئات ..... ٥٢

الباب الرابع

العناصر الممثلة في بعض المجموعات

المنتظمة في الجدول الدوري ..... ٧٧

# الباب الأول

بنية الذرة

## الأهداف

- في نهاية دراسة الطالب لباب بنية الذرة ينبغي أن يكون قادراً على أن،
  - يتعرف المنظور التاريخي لبنية الذرة.
  - يتعرف خواص أشعة الكاثود.
  - يتعرف نموذج رذرفورد.
  - يحدد أسباب قصور النموذج الذري لـ «بور».
  - يفسر أهم التعديلات التي أدخلتها النظرية الذرية الحديثة على تركيب الذرة.
  - يشرح مفهوم السحابة الإلكترونية ومفهوم الأوربيتال.
  - يحدد أعداد الكم الأربعة للإلكترون في الذرة.
  - يوزع التركيب الإلكتروني للذرة طبقاً لكل من مبدأ البناء التصاعدي وقاعدة هوند ومبدأ الاستبعاد لباولي.
  - يقدر جهود العلماء في تقدم علم الكيمياء.

## بنية الذرة Atomic Structure

### مقدمة:

- تساءل الإنسان منذ القدم عن ماهية المادة وتركيبها، وللإجابة على هذا التساؤل تخيل ديموقراطيس (فيلسوف إغريقى) إمكانية تجزئة أية قطعة مادية إلى أجزاء، وتجزئة هذه الأجزاء إلى ما هو أصغر منها، وهكذا حتى يمكن الوصول إلى أجزاء لا تقبل التجزئة أو الانقسام- كل جزء منها يمثل جسماً أطلقوا عليه اسم الذرة (atom\*).

- رفض أرسطو (Aristotle) فى القرن الرابع قبل الميلاد فكرة الذرة وتبنى فكرة أن:

(كل المواد مهما اختلفت طبيعتها تتألف من مكونات أربعة هي: الماء والهواء والتراب والنار).

واعتقد العلماء أنه يمكن تحويل المواد الرخيصة مثل الحديد أو النحاس إلى مواد نفيسة كالذهب وذلك بتغيير نسب هذه المكونات الأربعة فيها.

وقد تسببت هذه الفكرة غير المنطقية فى شل تطوير علم الكيمياء لأكثر من ألف عام.

- رفض العالم الأيرلندى بويل (Boyle) عام 1661 مفهوم أرسطو وأعطى أول تعريف للعنصر على أنه:

مادة نقية بسيطة لا يمكن تحليلها إلى ما هو أبسط منها بالطرق الكيميائية المعروفة.

وفى أوائل القرن التاسع عشر أجرى العالم الإنجليزى جون دالتون العديد من التجارب والأبحاث ووضع أول نظرية عن تركيب الذرة.

### ذرة دالتون Dalton

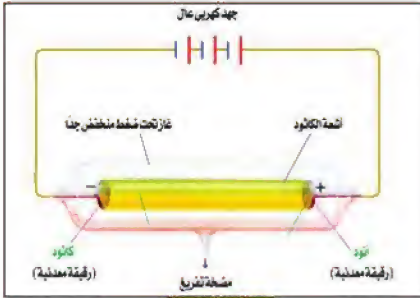
أعلن دالتون (Dalton) عام 1803 نظريته الذرية التى اهتمت فيها أن:

- 1- العنصر يتكون من دقائق صغيرة جداً تسمى الذرات.
- 2- كل عنصر يتكون من ذرات مصمتة متناهية فى الصغر غير قابلة للتجزئة (الانقسام).
- 3- ذرات العنصر الواحد متشابهة فى الكتلة، ولكنها تختلف من عنصر لعنصر آخر.
- 4- تتكون المركبات من اتحاد ذرات العناصر المختلفة بنسب عددية بسيطة.

### اكتشاف أشعة المهبط

فى عام 1897 أجريت تجارب على التفريغ الكهربى خلال الغازات. (جميع الغازات تحت الظروف العادية من الضغط ودرجة الحرارة عازلة للكهرباء). إلا أنه إذا فرغت أنبوبة زجاجية من الغاز بحيث يصبح ضغط الغاز فيها منخفض جداً فإن الغاز يصبح موصلاً للكهرباء إذا تعرض لفرق جهد مناسب.

\* e تعنى لا، tom تعنى ينقسم (فى اللغة الإغريقية)



وإذا زيد فرق الجهد بين القطبين إلى حوالي 10.000 فولت يلاحظ انطلاق سيل من الأشعة غير المنظورة من المهبط تسبب وميضاً لجدار أنبوبة التفريغ.

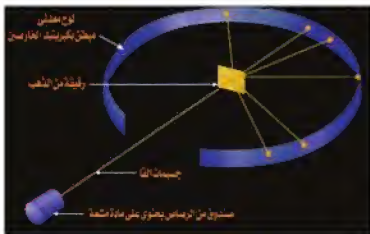
وسميت هذه الأشعة بأشعة المهبط Cathode rays وقد عرف فيما بعد أنها تتكون من دقائق، أطلق عليها اسم الإلكترونات.

### أهم خواص أشعة المهبط.

- ١- تتكون من دقائق مادية صغيرة سالبة الشحنة
- ٢- لها تأثير حراري.
- ٣- تتأثر بكل من المجال الكهربى والمجال المغناطيسى.
- ٤- لا تختلف فى سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز مما يثبت أنها تدخل فى تركيب جميع المواد.

### نموذج ذرة طومسون (Thomson)

استنتج طومسون (Thomson) سنة 1897 من التجارب السابقة أن:



شكل (٢-١)

الذرة عبارة عن كرة متجانسة من الكهرباء الموجبة مغمور بداخلها عدد من الإلكترونات السالبة يكفى لجعل الذرة متعادلة كهربياً.

### نموذج ذرة رذرفورد (Rutherford)

فى سنة 1911 أجرى جيجر ماريسدن بناء على اقتراح رذرفورد (Rutherford) تجربة رذرفورد العملية الشهيرة باستخدام الجهاز المبين بالشكل

(٢-١)

## الباب الأول : بنية الذرة

### خطوات التجربة:

- 1- سمح رذرفورد لجسيمات ألفا أن تصطدم باللوح المعدني المبطن بطبقة من كبريتيد الخارصين (يعطى وميضاً عند مكان اصطدام جسيمات ألفا) في عدم وجود صفیحة الذهب، وتمكن من تحديد مكان ومعدل جسيمات ألفا المصطدمة باللوح وذلك من شدة الومضات التي تظهر عليه.
- 2- وضع رذرفورد صفیحة رقيقة جداً من الذهب بحيث تعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح وخرج رذرفورد من مشاهداته بالاستنتاجات التالية:

### الاستنتاج

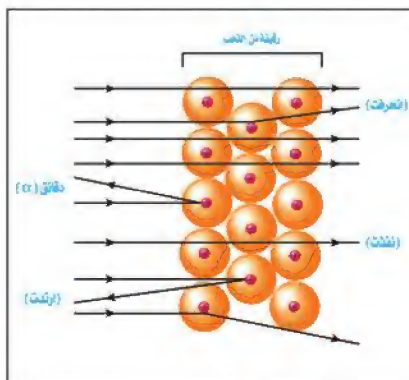
- 1- معظم الذرة فراغ وليست كرة مصمتة كما صورها كل من دالتون وطومسون.
- 2- يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة ويشغل حيزاً صغير جداً أطلق عليه نواة الذرة.
- 3- لابد أن تكون شحنة الجزء الكثيف في الذرة والذي تتركز فيه معظم كتلتها مشابهة لشحنة جسيمات ألفا الموجبة لذا تنافرت معه.

### المشاهدة

- 1- معظم جسيمات ألفا ظهر أثرها في نفس المكان الأول الذي ظهرت فيه قبل وضع صفیحة الذهب.
- 2- نسبة قليلة جداً من جسيمات ألفا لم تنفذ من صفیحة الذهب وارتدت في عكس مسارها وظهرت بعض ومضات على الجانب الآخر من اللوح.
- 3- ظهرت بعض ومضات على جانبي الموضع الأول.

### شكل (٢-١)

شكل تخطيطي يوضح تجربة رذرفورد





**نموذج ذرة رذرفورد :**

من التجربة السابقة وتجارب أخرى لغيره من العلماء تمكن رذرفورد من وضع النموذج التالي:

**١- الذرة:**

رغم صغرها المتناهي فهي معقدة التركيب تشبه في تكوينها المجموعة الشمسية فهي تتركب من نواة مركزية (مثل الشمس) تدور حولها الإلكترونات (مثل الكواكب).

**٢- النواة:**

أصغر كثيرا من الذرة وتوجد مسافة شاسعة بين النواة وبين مدارات الإلكترونات (أى أن الذرة ليست ممتلئة) وتتركز في النواة الشحنة الموجبة ومعظم كتلة الذرة.

**٣- الإلكترونات:**

أ- كتلتها ضئيلة جدا إذا ما قورنت بكتلة النواة.

ب- الشحنة السالبة لجميع الإلكترونات فى الذرة تساوى الشحنة الموجبة على نواتها أى أن الذرة متعادلة كهربيا).

ج- تدور حول النواة بسرعة كبيرة فى مدارات خاصة رغم قوى الجذب المتبادلة بينها وبين النواة، إلا أن قوى الجذب تتعادل مع قوى أخرى مساوية لها فى المقدار ومضادة لها فى الاتجاه وهى قوى الطرد المركزى.

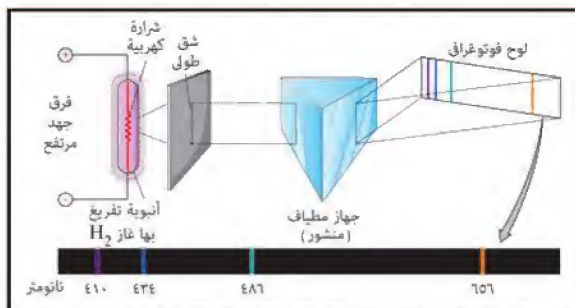
إلا أن نظرية رذرفورد لم توضح النظام الذى تدور فيه الإلكترونات حول النواة.

**طيف الانبعاث للذرات Atomic Emission Spectra**

عند تسخين ذرات عنصر نقى فى الحالة الغازية أو البخارية لدرجات حرارة مرتفعة، أو تعريضها لضغط منخفض فى أنبوب التفريغ الكهربى ينبعث منها إشعاع، أطلق عليه طيف الانبعاث الخطى (الطيف الخطى) line spectrum. ويظهر هذا الطيف عند فحصه بجهاز المطياف على هيئة عدد صغير محدد من خطوط ملونة تفصل بينها مساحات معتمة لذا يسمى بالطيف الخطى.

ومما هو جدير بالذكر أن علماء الفيزياء فى ذلك الوقت لم يتمكنوا من تفسير هذه الظاهرة. وقد وجد بالتجربة أن الطيف الخطى لأى عنصر هو خاصية أساسية ومميزة له فلا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطى.

## الباب الأول : بنية الذرة



الطيف الخطي المرئي لذرة الهيدروجين شكل (١ - ٤)

### نموذج ذرة بور Bohr

تعتبر دراسة الطيف الذري وتفسيره هي المفتاح الذي حل لغز التركيب الذري وهو ما قام به العالم الدانماركي (نيلز بور Nels Bohr) سنة 1913 واستحق عليه جائزة نوبل سنة 1922.

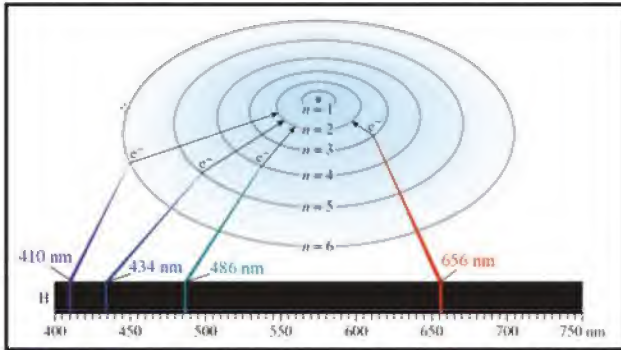
#### فروض (بور)

استخدم (بور) بعض فروض (رذرفورد) عن تركيب الذرة وهي:

- ١- توجد في مركز الذرة نواة موجبة الشحنة.
- ٢- عدد الإلكترونات السالبة يساوي عدد الشحنات الموجبة التي تحملها النواة.
- ٣- أثناء دوران الإلكترون حول النواة تنشأ قوة طاردة مركزية تتعادل مع قوة جذب النواة للإلكترون، ثم أضاف إلى فروض (رذرفورد) الفروض التالية:
- ٤- تتحرك الإلكترونات حركة سريعة حول النواة دون أن تفقد أو تكتسب أي قدر من الطاقة.
- ٥- تدور الإلكترونات حول النواة في عدد من مستويات الطاقة المحددة والثابتة. وتعتبر الفراغات الموجودة بين هذه المستويات منطقة محرمة تماماً لدوران الإلكترونات.
- ٦- للإلكترون أثناء حركته حول النواة طاقة معينة تتوقف على بعد مستوى طاقته عن النواة، وتزيد طاقة المستوى كلما زاد نصف قطره.

ويعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسي .

٧- يبقى الإلكترون في أقل مستويات الطاقة المتاحة في الحالة المستقرة، ولكن إذا اكتسب الإلكترون قدرًا معينًا من الطاقة (يسمى كوانتم أو كم) عن طريق التسخين أو التفريغ الكهربى تصبح الذرة مثارة وينتقل الإلكترون (مؤقتًا) إلى مستوى طاقة أعلى يتوقف على مقدار الكم المكتسب. ويكون الإلكترون في المستوى الأعلى في وضع غير مستقر لا يلبث أن يعود إلى مستواه الأصلي، ويفقد نفس الكم من الطاقة الذي كان قد اكتسبه أثناء إثارته على هيئة إشعاع من الضوء له طول موجى وتردد مميز ينتج طيفًا خطيًا مميزًا.

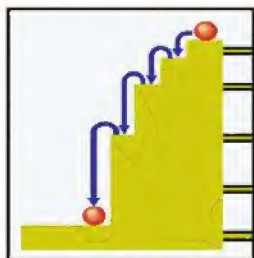


يتكون الطيف الخطي المرئي للهيدروجين من أربعة خطوط ملونة (١ - ٥)

٨- هناك كثير من الذرات تمتص كمات مختلفة من الطاقة في نفس الوقت الذي تشع فيه الكثير من الذرات كمات أخرى من الطاقة. ونتيجة لذلك تنتج خطوط طيفية تدل على مستويات الطاقة التي تنتقل الإلكترونات منها، وذلك يفسر خطوط الطيف لذرة الهيدروجين. ومن الملاحظات التي يجب أن تؤخذ في الاعتبار،

١- الكم (الكوانتم): هو مقدار الطاقة المكتسبة أو المنطلقة عندما ينتقل إلكترون من مستوى طاقة إلى أي مستوى طاقة آخر.

٢- أوضحت حسابات بور لأنصاف أقطار مستويات الطاقة ومقدار طاقة كل مستوى، أن الفرق في الطاقة بينها ليس متساويا فهو يقل كلما بعدنا عن النواة. وعلى ذلك فالكم من الطاقة اللازم لنقل الإلكترون بين مستويات الطاقة المختلفة ليس متساويا.



يوضح تمثيل مستويات الطاقة في الذرة كما صورها «بور» بدرجات سلم.

٢- الإلكترون لا يستقر أبداً في أية مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات محددة هي أماكن مستويات الطاقة.

وقد نجح النموذج الذري الذي وضعه (بور) إلى حد بعيد فيما يلي:

- أ- تفسير طيف الهيدروجين تفسيراً صحيحاً.
- ب- أدخلت نظرية (بور) فكرة الكم في تحديد طاقة الإلكترونات في مستويات الطاقة المختلفة لأول مرة.

### قصور النموذج الذري لـ (بور):

رغم الجهود العظيمة التي بذلها (بور) لوضع تصور للنموذج الذري إلا أن الحسابات الكمية لنظريته لم تتوافق مع نتائج تجريبية كثيرة، ومن أهم عيوب نظرية (بور) ما يلي:

- ١- النموذج الذي وضعه (بور) كان ينصب أساساً على ذرة الهيدروجين وهي أبسط نظام إلكتروني فقد فسر بنجاح خطوط طيف الهيدروجين فقط ولكنه فشل في تفسير طيف أى عنصر آخر حتى ذرة الهيليوم التي تحتوى على إلكترونين فقط.
- ٢- اعتبر أن الإلكترون مجرد جسيم مادي سائب ولم يأخذ في الاعتبار أن له أيضاً خواص موجية.
- ٣- افترض أنه يمكن تعيين كل من مكان وسرعة الإلكترون بكل دقة في نفس الوقت. والواقع أن هذا يستحيل عملياً.
- ٤- بينت معادلات نظرية (بور) أن الإلكترون عبارة عن جسيم يتحرك في نظام دائري مستوى. وهذا يعنى أن ذرة الهيدروجين مسطحة. وقد ثبت بعد ذلك أن الذرة لها الاتجاهات الفراغية الثلاثة.
- كانت هذه أسباباً كافية لإدراك قصور نظرية (بور) مما حدا بالعلماء إلى تكملة المسيرة بغرض التوصل إلى معرفة التركيب الذري كما هو في الحقيقة.

### تعميق المعرفة



لتعميق معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل:



### أسس النظرية الذرية الحديثة :

قامت النظرية الحديثة في تركيب الذرة على تعديلات أساسية في نموذج (بور) وكان أهم هذه التعديلات ما يلي:

- أ- الطبيعة المزدوجة للإلكترون - مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج)
- ج- النظرية الميكانيكية الموجية للذرة.

#### أ- الطبيعة المزدوجة للإلكترون Dual Nature

اعتبرت النظريات السابقة أن الإلكترون مجرد جسيم صغير سالب الشحنة. ولكن أثبتت التجارب أن للإلكترون طبيعة مزدوجة بمعنى أنه جسيم مادي له خواص موجية.

#### ب- مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج) Uncertainty Principle of Heisenberg

افترضت نظرية (بور) أنه يمكن تحديد مكان الإلكترون وسرعته معاً بكل دقة في نفس الوقت. وقد توصل (هايزنبرج) باستخدام ميكانيكا الكم إلى مبدأ مهم وهو أن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معاً في وقت واحد يستحيل عملياً، وإنما يمكننا أن نقول من المحتمل بقدر كبير أو صغير وجود الإلكترون في هذا المكان أو ذاك. أي أن التحديث بلغة الاحتمالات هو الأقرب إلى الصواب.

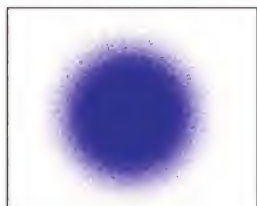
#### ج- النظرية الميكانيكية الموجية للذرة (Wave - Mechanics theory of the atom)

تمكن العالم النمساوي (شرودنجر Schrodinger) في عام 1926 تأسيساً على أفكار (بلانك) و(أينشتاين) و(دي بروي) و(هايزنبرج) من تأسيس النظرية الميكانيكية الموجية للذرة ومن وضع المعادلة الموجية التي يمكن تطبيقها على حركة الإلكترون في الذرة ويمكن بحلها إيجاد مستويات الطاقة المسموح بها، ويمكن تحديد منطقة حول النواة التي يزيد فيها احتمال تواجد الإلكترونات في كل مستوى طاقة. وبهذا تغير مفهومنا لحركة الإلكترونات حول النواة. بعد أن كنا نعرف أن الإلكترونات تسير في مدارات محددة ثابتة والمناطق التي بين هذه المدارات تعتبر مناطق محرمة على الإلكترونات.

وقد استخدم مفهوم السحابة الإلكترونية Electron cloud للتعبير عن المنطقة من الفراغ المحيطة بالنواة، والتي يحتمل وجود الإلكترون فيها من كل الاتجاهات والأبعاد

## الباب الأول : بنية الذرة

ويوجد داخل السحابة الإلكترونية مناطق يزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها. يطلق على كل منها مصطلح الأوربيتال orbital



شكل (٧٠١)

### السحابة الإلكترونية

وقد أعطى الحل الرياضى للمعادلة الموجية لشروندنجر أربعة أعداد سميت بأعداد الكم .

### أعداد الكم ، Quantum numbers

يلزم لتحديد طاقة الإلكترون في الذرات عديدة الإلكترونات معرفة قيم أعداد الكم التى تصفه وعددها أربعة وهى:

- ١- عدد الكم الرئيسى ( $n$ ) الذى يصف بعد الإلكترون عن النواة
- ٢- عدد الكم الثانوى ( $l$ ) الذى يصف أشكال السحابة الإلكترونية للمستويات الفرعية
- ٣- عدد الكم المغناطيسى ( $m_l$ ) ، الذى يصف شكل ورقم الأوربيتال الذى يوجد به الإلكترون
- ٤- عدد الكم المغزلى ( $m_s$ )، الذى يصف الدوران المغزلى للإلكترون .

### أولاً: عدد الكم الرئيسى $n$ ، Principal Quantum Number

أ- هو عدد سبق أن استخدمه (بور) فى تفسير طيف ذرة الهيدروجين ويرمز له بالرمز ( $n$ ) ويستخدم فى تحديد ما يلى:

- ١- رتبة مستويات الطاقة الرئيسية أو الأغلفة الإلكترونية وعددها فى أثقل الذرات المعروفة وهى فى الحالة المستقرة ground state تساوى سبعة .



٢- عدد الإلكترونات (e) التي يتشبع بها مستوى طاقة معين تساوى ضعف مربع رقم الغلاف ( $2n^2$ ) حيث (n) تساوى رقم الغلاف؛

$2(1)^2 = 2e^-$	فـالغلاف الأول (K) يتشبع بـ
$2(2)^2 = 8e^-$	والغلاف الثاني (L) يتشبع بـ
$2(3)^2 = 18e^-$	والغلاف الثالث (M) يتشبع بـ
$2(4)^2 = 32e^-$	والغلاف الرابع (N) يتشبع بـ

ولا ينطبق هذا القانون على مستويات الطاقة الأعلى من المستوى الرابع، فالمستوى الخامس مثلاً يمكن أن يتسع نظرياً إلى خمسين إلكترون والسادس يتسع إلى ٧٢ إلكترون وهكذا إلا أن الذرة تصبح غير مستقرة إذا زاد عدد إلكترونات أى مستوى عن ٢٢ إلكترون.

ب- عدد الكم الرئيسي دائماً عدد صحيح ويأخذ القيم ١، ٢، ٣، ٤، ..... ولا يأخذ قيمة zero أو قيمة غير صحيحة. وينقسم كل مستوى طاقة رئيسى إلى عدد من المستويات الفرعية (تحت المستويات) لها طاقة تحدد القيم التي يأخذها عدد يسمى عدد الكم الثانوى .

**ثانياً: عدد الكم الثانوى ( $l$ ) Subsidiary Quantum Number ويتميز بما يلى؛**

أ- يحدد مستويات الطاقة الفرعية فى كل مستوى طاقة رئيسى .

ب- المستوى الرئيسى يحتوى على عدد من مستويات الطاقة الفرعية يساوى رقمه .

جـ- تأخذ المستويات الفرعية الرموز والقيم الموضحة بالجدول التالى؛

(n)	(l)
4	4f 4d 4p 4s
3	3d 3p 3s
2	2p 2s
1	1s

f	d	p	s	رموز المستويات الفرعية
3	2	1	0	قيم عدد الكم الثانوى ( $l$ ) [[0 : (n - 1)]]

ويلاحظ اختلاف المستويات الفرعية لنفس المستوى الرئيسى عن بعضها فى الطاقة اختلافاً بسيطاً شكل (٨-١) ويمكن ترتيبها حسب طاقتها كما يلى؛

$$f > d > p > s$$

شكل (٨-١)

### ثالثاً: عدد الكم المغناطيسي ( $m_l$ ) Magnetic Quantum Number

ويتميز عدد الكم المغناطيسي بالآتي:

أ- يمثل عدد الكم المغناطيسي عدد الأوربيتالات التي يحتوى عليها مستوى فرعى معين واتجاهاتها الفراغية.

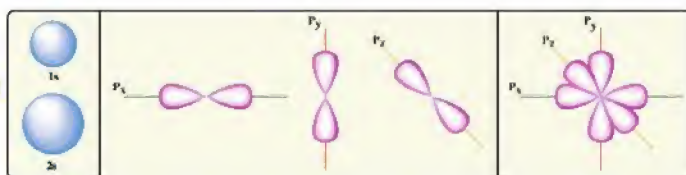
ب- يمثل بقيم عددية صحيحة فردية

تتراوح ما بين:  $(-\ell, \dots, 0, \dots, +\ell)$

(n)	( $\ell$ )	( $m_l$ )
1	0	0
2	0	0
	1	-1,0,+1
3	0	0
	1	-1,0,+1
	2	-2,-1,0,+1,+2
4	0	0
	1	-1,0,+1
	2	-2,-1,0,+1,+2
	3	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3

ويوضح الجدول المقابل قيم عدد الكم المغناطيسي المحتملة لذرة ( $n=4$ )، فالمستوى الفرعى (s) له أوربيتال واحد وشكله كروي متماثل حول النواة. أما المستوى الفرعى (p) فهو عبارة عن ثلاثة أوربيتالات تتخذ محاورها الاتجاهات الفراغية الثلاثة x, y, z. لذا يرمز لها بالرموز  $P_x, P_y, P_z$  وهى متعامدة. وتأخذ الكثافة الإلكترونية لكل أوربيتال منها شكل كمثرتين متقابلتين عند الرأس dumb-bells فى نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية شكل (٩-١).

شكل (٩-١)

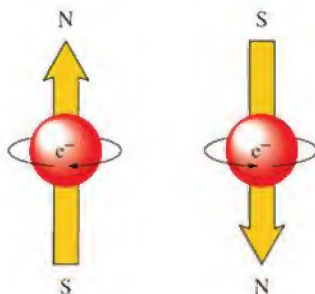


والمستوى الفرعى (d) عبارة عن خمسة أوربيتالات أما المستوى الفرعى (f) فهو عبارة عن سبعة أوربيتالات.

### رابعاً: عدد الكم المغزلي (Spin Quantum Number ( $m_s$ ))

لا يتسع أى أوربيتال لأكثر من إلكترونين يدور كل منهما حول محوره، وذلك أثناء دورانه حول النواة (ويمكن تخيل ذلك لو تصورنا دوران الأرض حول نفسها أثناء دورانها حول الشمس).

وبالرغم من أن الإلكترونى الأوربیتال الواحد يحملان نفس الشحنة السالبة فقد يتبادر إلى الذهن أنهما قد يتنافران، إلا أن ما يحدث فعلاً هو أنه نتيجة لدوران الإلكترون حول محوره فى اتجاه معين يتكون له مجال مغناطيسى يعاكس اتجاه المجال الناشئ عن دوران الإلكترون الآخر حول محوره. ويقال أن الإلكترون فى حالة ازدواج paired، ويرمز لذلك بالرمز ( $\uparrow\downarrow$ ) شكل (١٠-١)



شكل (١٠-١) الحركة المغزلية للإلكترونى الأوربیتال الواحد

ويلاحظ الآتى على عدد الكم المغزلي:

يحدد عدد الكم المغزلي ( $m_s$ ) نوعية حركة الإلكترون المغزلية. فقد تتخذ الحركة اتجاه عقربى الساعة ( $\uparrow$ ) وتكون قيمة ( $m_s$ ) له ( $+\frac{1}{2}$ ) أو عكسها ( $\downarrow$ )، وتكون قيمة ( $m_s$ ) له ( $-\frac{1}{2}$ )

### العلاقة بين رقم المستوى الأساسى والمستويات الفرعية والأوربيتالات

١- عدد المستويات الفرعية تساوى رقم المستوى المنتمى له، فالمستوى الأول له مستوى فرعى واحد والمستوى الثانى له مستويين فرعيين .. إلخ.

٢- عدد الأوربيتالات فى المستوى الأساسى تساوى مربع رقم  $n^2$ ، فالمستوى الثانى له أربعة أوربيتالات هي:

$2s, 2p_x, 2p_y, 2p_z$  والمستوى الثالث له تسعة أوربيتالات هي، واحد فى المستوى  $3s$  وثلاثة فى

المستوى الفرعى 3p وخمسة فى المستوى الفرعى 3d.

٢- عدد الإلكترونات التى يمكن أن يتسع لها المستوى الأساسى تساوى ضعف مربع رقم المستوى  $2n^2$  ، فالمستوى الثانى يتسع لثمانية إلكترونات تتوزع كالآتى:

$$2s^2, 2p_x^2, 2p_y^2, 2p_z^2$$

ويمكن تلخيص أعداد الكم للإلكترونات حتى مستوى الطاقة الثالث كما فى الجدول الآتى:

عدد الكم المغناطيسى $(m_l) = 2\ell + 1$	عدد الكم الثانوى ( $\ell$ )	عدد الكم الرئيسى (n)	مستوى الطاقة الرئيسى
* يحدد عدد أوربيتالات مستوى الطاقة الفرعى. * عدد الأوربيتالات.	* يحدد مستويات الطاقة الفرعية. * عدد المستويات الفرعية = رقم المستوى الرئيسى.	* يحدد مستويات الطاقة الرئيسية.	
s = 1 p = 3 d = 5 f = 7			
11	1s	1	K
11	2s	2	L
11 11 11	2p		
11	3s	3	M
11 11 11	3p		
11 11 11 11 11	3d		

#### تعميق المعرفة



لتعميق معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة  
ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل:

## قواعد توزيع الإلكترونات:

### ١- مبدأ باولي للاستبعاد Pauli exclusion principle

ينص مبدأ باولي على أن لا يتفق إلكترونين في ذرة واحدة في نفس أعداد الكم الأربعة ويوضح

$m_s$	$m_l$	$\ell$	$n$	أعداد الكم الأربعة
$+\frac{1}{2}$	0	0	3	الإلكترون الأول
$-\frac{1}{2}$	0	0	3	الإلكترون الثاني

الجدول المقابل اتفاق الإلكترون  
المستوى الفرعي 3s في قيم أعداد الكم  
( $m_l, \ell, n$ ) واختلافهما في قيمتي  
عدد الكم المغزلي ( $m_s$ )

### ٢- مبدأ البناء التصاعدي Auf-bauprinciple

رأينا أن كل مستوى طاقة يمكن أن يحتوي على عدد من مستويات الطاقة الفرعية التي تختلف  
عن بعضها اختلافا طفيفا في الطاقة، لذا يكون الترتيب الحقيقي للطاقة في الذرة هو حسب  
ترتيب مستويات الطاقة الفرعية.

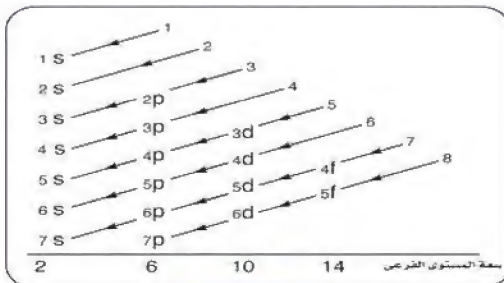
وينص مبدأ البناء التصاعدي على أنه:

(لا بد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولا ثم المستويات الفرعية  
ذات الطاقة الأعلى)

تترتب المستويات الفرعية تصاعديا كما يلي :

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 4p < 5s < 4d < \dots$$

ويوضح شكل (١١-١) صورة مبسطة لطريقة ملء مستويات الطاقة الفرعية وذلك تبعا لاتجاه  
السهم.



طاقة 4s

$$(n + \ell) = 4s$$

$$(n + \ell) = 4 + 0 = 4$$

طاقة 3d

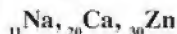
$$(n + \ell) = 3 + 2 = 5$$

طاقة 3d > طاقة 4s

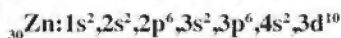
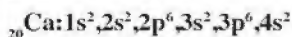
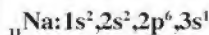
شكل (١١-١)



**تدريب :** بين التوزيع الإلكتروني للذرات الآتية حسب مبدأ البناء التصاعدي



**الحل**



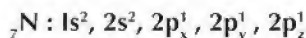
## ٢- قاعدة هوند Hund's rule.

وتنص قاعدة هوند على أنه: لا يحدث ازدواج بين إلكترونين في مستوى فرعى معين إلا بعد أن تشغل أوربيتالاته فرادى أولاً.

فعند كتابة التوزيع الإلكتروني لذرة النيتروجين وعددها الذري (7) نجد أن المستوى الفرعى (2p) يحتوى على ثلاث إلكترونات. وكما نعلم أن المستوى الفرعى (2p) يحتوى على ثلاثة أوربيتالات وهى متساوية فى الطاقة، فكيف تتوزع الإلكترونات الثلاثة بين الأوربيتالات الثلاثة؟ تبعا لقاعدة هوند نجد أن كل إلكترون يشغل أوربيتالا مستقلا لأن ذلك أفضل له من جهة الطاقة. لأنه عند ازدواج إلكترونين فى أوربيتال واحد، وبالرغم من أن غزلهما معاكس إلا أن هناك قوى تنافر بينهما تعمل على تقليل استقرار الذرة (زيادة طاقتها). ويلاحظ أن الحركة المغزلية المضردة تكون فى اتجاه واحد وهذا الوضع يعطى الذرة أكبر قدر ممكن من الاستقرار.

أما فى ذرة الأكسجين : فنجد أن المستوى الفرعى (2p) به أربعة إلكترونات تتوزع ثلاثة منها أولا على الثلاثة أوربيتالات (2p) وذلك حسب قاعدة هوند، أما الإلكترون الرابع فإمامه احتمالين: إما أن يدخل أحد الأوربيتالات الثلاثة السابقة ويزدوج مع أى إلكترون موجود فيها، وهناك سيعانى من التنافر مع الإلكترون الموجود أصلا. وإما أن يصعد إلى المستوى الفرعى التالى وهو (3s) ذو الطاقة الأعلى من (2p)، إلا أنه لا يزال الأفضل من جهة الطاقة لأى إلكترونين لهما غزل متضاد أن يزدوجا فى نفس الأوربيتال عن أن ينتقل أحدهما إلى المستوى الفرعى التالى الأعلى فى الطاقة.

ويوضح المثال الآتى التوزيع الإلكتروني لذرة النيتروجين  $_7\text{N}$  حسب قاعدة هوند:





التقويم

السؤال الاول :

اختر الإجابة الصحيحة من بين الإجابات التالية :

- ١- أول من وضع تعريف للعنصر هو: .....  
 أ- دالتون      ب- رذرفورد      ج- بويل      د- طومسون
- ٢- المادة تتكون من مكونات أربعة ( الماء والهواء والتراب والنار ) تبني هذه الفكرة : .....  
 أ- بور      ب- رذرفورد      ج- دالتون      د- أرسطو
- ٣- ما يثبت أن أشعة المهبط ( cathode rays ) تدخل في تركيب جميع المواد أنها  
 أ- ذات تأثير حرارى      ب - تسير في خطوط مستقيمة  
 ج- تتكون من دقائق مادية صغيرة      د- لا تختلف في سلوكها أو طبيعتها باختلاف  
 مادة المهبط أو نوع الغاز
- ٤- تتكون أشعة المهبط من دقائق، أطلق عليها اسم .....  
 أ- جسيمات ألفا      ب - الإلكترونات      ج - الذرات      د - المدارات
- ٥- مبدأ عدم التأكد توصل إليه .....  
 أ- شرودنجر      ب - دي بروي      ج - هايزنبرج      د- أينشتين
- ٦- الأحرف s, p, d, f ترمز إلى .....  
 أ - مستويات الطاقة الأساسية      ب - مستويات الطاقة الفرعية  
 ج - عدد الأوربيتالات التى يحتوى عليها المستوى الفرعى  
 د- عدد الإلكترونات المفردة فى المستوى الفرعى الواحد
- ٧- عدد الكم الذى يحدد نوعية حركة الإلكترون هو .....  
 أ - عدد الكم الرئيسى      ب - عدد الكم الثانوى  
 ج - عدد الكم المغناطيسى      د- عدد الكم المغزلى
- ٨- أيهم يمثل التركيب الإلكتروني للنيتروجين طبقا لقاعدة هوند .....  
 أ- 2,5      ب -  $1s^2, 2s^2, 2p^3$   
 ج-  $1s^2, 2s^2, 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$       د -  $1s^2, 2s^1, 2p^4$

٩- عند تسخين الغازات أو أبخرة المواد تحت ضغط منخفض إلى درجات حرارة عالية

أ - تمتص ضوءاً ب - تشع ضوءاً

ج - تطلق أشعة جاما د - تطلق أشعة ألفا

١٠- إذا امتص الإلكترون كمًّا من الطاقة فإنه .....

أ - ينتقل إلى جميع مستويات الطاقة الأعلى .

ب - ينتقل إلى مستوى الطاقة الأعلى الذى يتناسب مع كم الطاقة الممتص .

ج - ينتقل إلى أى مستوى طاقة أقل .

د - ينتقل إلى مستوى الطاقة الأقل الذى يتناسب مع كم الطاقة الممتص .

١١- يبين عدد الكم المغناطيسى ( $m_l$ ) .....

أ - رقم المستوى الأساسى فى الذرة .

ب - عدد المستويات الفرعية .

ج - عدد الأوربيتالات وأشكالها فى المستوى الفرعى .

د - عدد الإلكترونات فى الأوربيتالات واتجاهاتها .

١٢- عدد أوربيتالات المستوى الفرعى ( $3d$ ) تساوي .....

أ- 5 ب- 4 ج- 6 د- 7

١٣- عدد أوربيتالات مستوى الطاقة الرئيسى ( $n$ ) يساوى

أ-  $2n^2$  ب-  $3n^2$  ج-  $n^2$  د-  $(n-1)$

١٤- أقصى عدد من الإلكترونات يمكن أن يشغل مستوى طاقة عدد كمه الرئيسى ( $n$ ) هو.....

أ-  $2n$  ب-  $n^2$  ج-  $2n^2$  د-  $(2n)^2$

١٥- ترتب المجموعة الآتية من مستويات الطاقة الفرعية حسب الزيادة فى طاقتها

كالآتى.....

أ-  $4s < 3p < 4d < 3s$  ب-  $3s < 4p < 3d < 4f$

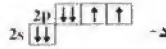
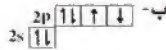
ج-  $3s < 3p < 3d < 4s$  د-  $3s < 4s < 3d < 3p$

١٦- أوربيتالات مستوى الطاقة الفرعى الواحد تكون.....

أ- مختلفة فى الطاقة ب- متساوية فى الطاقة .

ج- مختلفة في الشكل د- (أ، ج معا)

١٧- إحدى هذه المخططات تبين التوزيع الإلكتروني الصحيح في المستوى الأخير لذرة الأكسجين :



السؤال الثاني :

- من خلال تجربة رذرفورد ومشاهداته- اكتب ما يفسر الاستنتاجات التالية :

أ- معظم الذرة فراغ وليست كرة مصمتة.

ب- يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة ويشغل حيزاً صغيراً جداً (نواة الذرة).

ج- لا بد أن تكون شحنة الجزء الكثيف في الذرة والذي تتركز فيه معظم كتلتها مشابها لشحنة جسيمات ألفا الموجبة.

السؤال الثالث :

وضح كيف يمكن الحصول على أشعة المهبط؟

السؤال الرابع :

اكتب احتمالات أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأخير في ذرات العناصر الآتية :

ج- الصوديوم  $_{11}\text{Na}$

ب- الفلور  $_9\text{F}$

أ- البورون  $_5\text{B}$

السؤال الخامس :

- وضح تصور طومسون لبنية الذرة؟

السؤال السادس :

ما قيم  $(\ell)$  الممكنة عندما يكون  $(n=3)$  ؟

السؤال السابع :

- ما المقصود بكل من :

أ- السحابة الإلكترونية

ب- الطبيعة المزدوجة للإلكترون

ج- مبدأ البناء التصاعدي

د- قاعدة هوند

و- قاعدة باولي للاستبعاد هـ مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج

السؤال الثامن :

اكتب التوزيع الإلكتروني للذرات الآتية تبعا لمبدأ البناء التصاعدي :

أ -  $^{35}\text{Br}$  ب -  $^{30}\text{Zn}$  ج -  $^{26}\text{Fe}$

د -  $^{10}\text{Ne}$  هـ -  $^{20}\text{Ca}$  و -  $^{11}\text{Na}$

السؤال التاسع :

- علل لما يأتي :

١- الطيف الخطي لأي عنصر هو خاصية أساسية ومميزة له .

٢- الإلكترون له طبيعة مزدوجة .

٣- الذرة متعادلة كهربيا .

٤- تفضل الإلكترونات أن تشغل الأوربيتالات مستقلة قبل أن تزدوج في المستوى الفرعي الواحد .

٥- يتشبع مستوى الطاقة الفرعي (p) بستة إلكترونات بينما يتشبع مستوى الطاقة الفرعي (d) بعشرة إلكترونات .

السؤال العاشر :

أيا من أعداد الكم الآتية لأحد الإلكترونات تتضمن خطأ ؟ مع تعليل إجابتك

$$(a) n = 3, \ell = 2, m_\ell = -1, m_s = +\frac{1}{2}$$

$$(b) n = 4, \ell = 3, m_\ell = -2, m_s = +\frac{1}{2}$$

$$(c) n = 1, \ell = 1, m_\ell = 1, m_s = -\frac{1}{2}$$

السؤال الحادي عشر :

اكتب قيم (  $\ell$  ) ، (  $m_\ell$  ) المحتملة للإلكترون عدد كمي الرئيسي (  $n=2$  )

# الباب الثاني

الجدول الدوري  
وتصنيف العناصر

### الأهداف

في نهاية دراسة الطالب لباب الجدول الدوري وتصنيف العناصر ينبغي أن يكون قادراً على أن :

- يصف الجدول الدوري .
- يرتب المستويات الضريبية طبقاً لمبدأ البناء التصاعدي .
- يستنتج نوع العنصر من خلال موقعه في الجدول الدوري وخواصه .
- يحسب نصف قطر الذرة بمعلومية طول الرابطة .
- يفسر سبب تقلص نصف قطر الذرة كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين في الدورة .
- يحدد اسم وموقع الأربعة فئات في الجدول الدوري .
- يناقش العلاقة بين التركيب الإلكتروني في المجموعة ورقم المجموعة .
- يعرف نصف قطر الذرة - طاقة التأين - الميل الإلكتروني والسالبية الكهربية .
- يقارن بين الميل الإلكتروني والسالبية الكهربية .
- يحدد موقع كل من الفلزات واللافلزات في الجدول الدوري .
- يوجد العلاقة بين نصف القطر وكل من جهد التأين والميل الإلكتروني في الفلزات واللافلزات
- يفسر العلاقة بين العدد الذري وكل من الصفة القاعدية والحمضية
- يفسر عملية تأين المركبات الهيدروكسيلية كحمض أو كقاعدة .
- يحسب عدد تأكسد الذرة في مركب .
- يبين التأكسد والاختزال في تفاعلات مختلفة .



### تعميق المعرفة



لتعميق معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل:

### الجدول الدوري الحديث :

علمت من دراستك للجدول الدوري الحديث في الصف الثالث

الإعدادي أن هناك سبعة مستويات للطاقة (KLMNOPQ) وبزيادة التقدم المعرفي لبنية الذرة تم اكتشاف المستويات الحقيقية للطاقة في الذرة وتسمى المستويات الفرعية (تحت مستويات الطاقة) وبالتوصل إلى مبدأ البناء التصاعدي رتبت العناصر بحيث يزيد كل عنصر عن العنصر الذي يسبقه بالكثرون واحد.

المبدأ الأساسي الذي رتبت عليه العناصر في الجدول الدوري الحديث هو:

١- ترتيب العناصر ترتيباً تصاعدياً حسب أعدادها الذرية.

٢- يوافق ترتيب العناصر في الجدول مبدأ البناء التصاعدي.

وباسترجاع ترتيب المستويات الفرعية تبعا للزيادة في الطاقة نجدها تتفق مع ترتيب العناصر في الجدول الدوري الحديث كما يلي:

### ترتيب المستويات الفرعية :

1s	2s < 2p	3s < 3p	4s < 3d < 4p
5s < 4d < 5p	6s < 4f < 5d < 6p	7s < 5f < 6d	

### ترتيب العناصر في الجدول الطويل :

عدد العناصر															
1s	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
2s	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8
3s	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8
4s	18	18	18	18	18	18	18	18	18	18	18	18	18	18	18
5s	18	18	18	18	18	18	18	18	18	18	18	18	18	18	18
6s	32	32	32	32	32	32	32	32	32	32	32	32	32	32	32
7s	26	26	26	26	26	26	26	26	26	26	26	26	26	26	26
4f	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14
5f	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14
6d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
7d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
8d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
9d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
10d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
11d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
12d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
13d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
14d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
15d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
16d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
17d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
18d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
19d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
20d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
21d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
22d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
23d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
24d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
25d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
26d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
27d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
28d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
29d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
30d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
31d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
32d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
33d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
34d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
35d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
36d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
37d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
38d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
39d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
40d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
41d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
42d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
43d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
44d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
45d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
46d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
47d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
48d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
49d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
50d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
51d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
52d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
53d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
54d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
55d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
56d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
57d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
58d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
59d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
60d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
61d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
62d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
63d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
64d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
65d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
66d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
67d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
68d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
69d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
70d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
71d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
72d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
73d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
74d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
75d	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10			

### أ - عناصر الفئة (s) : (s) - Block

تشغل المنطقة اليسرى من الجدول وتحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (s) وهى عناصر المجموعتين - (1A) وتركيبها (2A)، (ns<sup>1</sup>) وتركيبها (ns<sup>2</sup>) ، حيث (n) هو رقم مستوى الطاقة الأخير ورقم الدورة فى نفس الوقت .

### ب - عناصر الفئة (p) : (p) - Block

وتشغل المنطقة اليمنى من الجدول، وتحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (p) وهى عناصر المجموعات (7A)، (6A)، (5A)، (4A)، (3A) والمجموعة الصفرية (الغازات النبيلة) وتركيب عناصر الفئة (p) ، هو (np<sup>1</sup>) فى المجموعة الثالثة، (np<sup>2</sup>) فى المجموعة الرابعة ثم يتتابع امتلاء المستوى الفرعى (p) حتى يتشبع فى المجموعة الصفرية ويصبح (np<sup>6</sup>) .

وتسمى عناصر المجموعات للفئتين (p) ، (s) بالعناصر الممثلة Representative elements وتشمل كل المجموعات (A) .

### ج - عناصر الفئة (d) : (d) - Block

وتشغل المنطقة الوسطى من الجدول ، وتحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (d) ، وحيث أنه يتسع لعشرة إلكترونات لذا نجدها تكون من عشرة صفوف رأسية سبعة منها تخص المجموعات - (B) وثلاثة صفوف لعناصر المجموعة الثامنة وتسمى عناصر الفئة (d) بالعناصر الانتقالية transition elements

وتقسم حسب رقم مستوى الطاقة الأخير أو الدورة إلى ثلاث سلاسل هي:

١- السلسلة الانتقالية الأولى ، ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى 3d وتشمل العناصر من الإسكانديوم (Sc) حتى الخارصين (Zn) وتقع فى الدورة الرابعة .

٢- السلسلة الانتقالية الثانية: ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (4d) وتشمل العناصر من اليوتير يوم (Y) حتى الكاديوم (Cd) وتقع فى الدورة الخامسة .

٣- السلسلة الانتقالية الثالثة : ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (5d) وتشمل العناصر من اللانثانيوم (La) حتى الزئبق (Hg) وتقع فى الدورة السادسة .

### د - عناصر الفئة (f) : (f) - Block

ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (f) الذى يستوعب 14 إلكترونًا وتتكون من سلسلتين

هما سلسلة اللانثانيدات وسلسلة الأكتينيدات

#### ١- سلسلة اللانثانيدات ، Lanthanides

ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (4f) ، لذا تتكون من أربعة عشر عنصرًا ، ويلاحظ أن مستوى التكافؤ الخارجي لجميع هذه العناصر هو (6s<sup>2</sup>) . لذا فعناصرها شديدة التشابه بحيث يصعب فصلها عن بعضها ولذا سميت بعناصر الأكاسيد النادرة (rare earths) وهي تسمية غير دقيقة حيث أمكن حديثاً فصل أكاسيدهم بالتبادل الأيوني .

#### ٢- سلسلة الأكتينيدات ، Actinides

ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (5f) ، وهي تتكون من أربعة عشر عنصرًا ، وجميعها عناصر مشعة وأزوتيتها غير مستقرة، وتعرف عناصر الفئة (f) عمومًا بالعناصر الانتقالية الداخلية، وغالبًا ما تفصل تحت الجدول لكي لا يكون طويلًا جدًا، وهذا يؤكد إمكانية فصل عناصر الجدول إلى فئات.

مما سبق يتبين أنه يمكن تمييز عناصر الجدول الدوري الطويل إلى أربعة أنواع هي:

#### ١- العناصر النبيلة :

وهي عناصر الصف الرأسي الأخير من الفئة (p) (المجموعة الصفيرية أو 18) وتركيبها الإلكتروني (np<sup>6</sup>) ما عدا الهيليوم 1s<sup>2</sup>، وهي تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات، لذا فهي عناصر مستقرة تمامًا وتكون مركبات بغاية الصعوبة .

#### ٢- العناصر المثلثة :

وهي عناصر الفئة (s) وعناصر الفئة (p) ما عدا عناصر المجموعة الصفيرية، وتتميز العناصر المثلثة بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات ما عدا مستوى الطاقة الأخير، وتقبل إلى الوصول إلى التركيب (ns<sup>2</sup>-np<sup>6</sup>) لمستوياتها الخارجية وذلك بفقد أو اكتساب إلكترونات أو بالمشاركة .

#### ٣- العناصر الانتقالية الرئيسية :

هي عناصر الفئة (d) ، حيث يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (d) .

#### ٤- العناصر الانتقالية الداخلية :

هي عناصر الفئة (f) حيث يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (f) .

# الجدول الدوري الحديث

عناصر قلوية	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160	161	162	163	164	165	166	167	168	169	170	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180	181	182	183	184	185	186	187	188	189	190	191	192	193	194	195	196	197	198	199	200	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210	211	212	213	214	215	216	217	218	219	220	221	222	223	224	225	226	227	228	229	230	231	232	233	234	235	236	237	238	239	240	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250	251	252	253	254	255	256	257	258	259	260	261	262	263	264	265	266	267	268	269	270	271	272	273	274	275	276	277	278	279	280	281	282	283	284	285	286	287	288	289	290	291	292	293	294	295	296	297	298	299	300	301	302	303	304	305	306	307	308	309	310	311	312	313	314	315	316	317	318	319	320	321	322	323	324	325	326	327	328	329	330	331	332	333	334	335	336	337	338	339	340	341	342	343	344	345	346	347	348	349	350	351	352	353	354	355	356	357	358	359	360	361	362	363	364	365	366	367	368	369	370	371	372	373	374	375	376	377	378	379	380	381	382	383	384	385	386	387	388	389	390	391	392	393	394	395	396	397	398	399	400	401	402	403	404	405	406	407	408	409	410	411	412	413	414	415	416	417	418	419	420	421	422	423	424	425	426	427	428	429	430	431	432	433	434	435	436	437	438	439	440	441	442	443	444	445	446	447	448	449	450	451	452	453	454	455	456	457	458	459	460	461	462	463	464	465	466	467	468	469	470	471	472	473	474	475	476	477	478	479	480	481	482	483	484	485	486	487	488	489	490	491	492	493	494	495	496	497	498	499	500	501	502	503	504	505	506	507	508	509	510	511	512	513	514	515	516	517	518	519	520	521	522	523	524	525	526	527	528	529	530	531	532	533	534	535	536	537	538	539	540	541	542	543	544	545	546	547	548	549	550	551	552	553	554	555	556	557	558	559	560	561	562	563	564	565	566	567	568	569	570	571	572	573	574	575	576	577	578	579	580	581	582	583	584	585	586	587	588	589	590	591	592	593	594	595	596	597	598	599	600	601	602	603	604	605	606	607	608	609	610	611	612	613	614	615	616	617	618	619	620	621	622	623	624	625	626	627	628	629	630	631	632	633	634	635	636	637	638	639	640	641	642	643	644	645	646	647	648	649	650	651	652	653	654	655	656	657	658	659	660	661	662	663	664	665	666	667	668	669	670	671	672	673	674	675	676	677	678	679	680	681	682	683	684	685	686	687	688	689	690	691	692	693	694	695	696	697	698	699	700	701	702	703	704	705	706	707	708	709	710	711	712	713	714	715	716	717	718	719	720	721	722	723	724	725	726	727	728	729	730	731	732	733	734	735	736	737	738	739	740	741	742	743	744	745	746	747	748	749	750	751	752	753	754	755	756	757	758	759	760	761	762	763	764	765	766	767	768	769	770	771	772	773	774	775	776	777	778	779	780	781	782	783	784	785	786	787	788	789	790	791	792	793	794	795	796	797	798	799	800	801	802	803	804	805	806	807	808	809	810	811	812	813	814	815	816	817	818	819	820	821	822	823	824	825	826	827	828	829	830	831	832	833	834	835	836	837	838	839	840	841	842	843	844	845	846	847	848	849	850	851	852	853	854	855	856	857	858	859	860	861	862	863	864	865	866	867	868	869	870	871	872	873	874	875	876	877	878	879	880	881	882	883	884	885	886	887	888	889	890	891	892	893	894	895	896	897	898	899	900	901	902	903	904	905	906	907	908	909	910	911	912	913	914	915	916	917	918	919	920	921	922	923	924	925	926	927	928	929	930	931	932	933	934	935	936	937	938	939	940	941	942	943	944	945	946	947	948	949	950	951	952	953	954	955	956	957	958	959	960	961	962	963	964	965	966	967	968	969	970	971	972	973	974	975	976	977	978	979	980	981	982	983	984	985	986	987	988	989	990	991	992	993	994	995	996	997	998	999	1000	1001	1002	1003	1004	1005	1006	1007	1008	1009	1010	1011	1012	1013	1014	1015	1016	1017	1018	1019	1020	1021	1022	1023	1024	1025	1026	1027	1028	1029	1030	1031	1032	1033	1034	1035	1036	1037	1038	1039	1040	1041	1042	1043	1044	1045	1046	1047	1048	1049	1050	1051	1052	1053	1054	1055	1056	1057	1058	1059	1060	1061	1062	1063	1064	1065	1066	1067	1068	1069	1070	1071	1072	1073	1074	1075	1076	1077	1078	1079	1080	1081	1082	1083	1084	1085	1086	1087	1088	1089	1090	1091	1092	1093	1094	1095	1096	1097	1098	1099	1100	1101	1102	1103	1104	1105	1106	1107	1108	1109	1110	1111	1112	1113	1114	1115	1116	1117	1118	1119	1120	1121	1122	1123	1124	1125	1126	1127	1128	1129	1130	1131	1132	1133	1134	1135	1136	1137	1138	1139	1140	1141	1142	1143	1144	1145	1146	1147	1148	1149	1150	1151	1152	1153	1154	1155	1156	1157	1158	1159	1160	1161	1162	1163	1164	1165	1166	1167	1168	1169	1170	1171	1172	1173	1174	1175	1176	1177	1178	1179	1180	1181	1182	1183	1184	1185	1186	1187	1188	1189	1190	1191	1192	1193	1194	1195	1196	1197	1198	1199	1200	1201	1202	1203	1204	1205	1206	1207	1208	1209	1210	1211	1212	1213	1214	1215	1216	1217	1218	1219	1220	1221	1222	1223	1224	1225	1226	1227	1228	1229	1230	1231	1232	1233	1234	1235	1236	1237	1238	1239	1240	1241	1242	1243	1244	1245	1246	1247	1248	1249	1250	1251	1252	1253	1254	1255	1256	1257	1258	1259	1260	1261	1262	1263	1264	1265	1266	1267	1268	1269	1270	1271	1272	1273	1274	1275	1276	1277	1278	1279	1280	1281	1282	1283	1284	1285	1286	1287	1288	1289	1290	1291	1292	1293	1294	1295	1296	1297	1298	1299	1300	1301	1302	1303	1304	1305	1306	1307	1308	1309	1310	1311	1312	1313	1314	1315	1316	1317	1318	1319	1320	1321	1322	1323	1324	1325	1326	1327	1328	1329	1330	1331	1332	1333	1334	1335	1336	1337	1338	1339	1340	1341	1342	1343	1344	1345	1346	1347	1348	1349	1350	1351	1352	1353	1354	1355	1356	1357	1358	1359	1360	1361	1362	1363	1364	1365	1366	1367	1368	1369	1370	1371	1372	1373	1374	1375	1376	1377	1378	1379	1380	1381	1382	1383	1384	1385	1386	1387	1388	1389	1390	1391	1392	1393	1394	1395	1396	1397	1398	1399	1400	1401	1402	1403	1404	1405	1406	1407	1408	1409	1410	1411	1412	1413	1414	1415	1416	1417	1418	1419	1420	1421	1422	1423	1424	1425	1426	1427	1428	1429	1430	1431	1432	1433	1434	1435	1436	1437	1438	1439	1440	1441	1442	1443	1444	1445	1446	1447	1448	1449	1450	1451	1452	1453	1454	1455	1456	1457	1458	1459	1460	1461	1462	1463	1464	1465	1466	1467	1468	1469	1470	1471	1472	1473	1474	1475	1476	1477	1478	1479	1480	1481	1482	1483	1484	
-------------	---	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	--



- يتكون الجدول الدوري الطويل من 18 مجموعة رأسية وسبعة دورات أفقية.
- رتب في العناصر ترتيباً تصاعدياً حسب الزيادة في العدد الذري.
- يزيد كل عنصر عن العنصر الذي يسبقه في نفس الدورة بالكترون واحد.
- تبدأ كل دورة بملء مستوى طاقة جديد بالكترون واحد ويتتابع ملء المستويات الفرعية التي في نفس الدورة حتى نصل إلى العنصر الأخير وهو الغاز الخامل.
- في المجموعات الرأسية، عناصر المجموعة الواحدة تتشابه في التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير فيما عدا عدد الكم الأساسي (n).

#### تعميق المعرفة



لتمتع معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة  
ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل:

ويوضح الجدول التالي التوزيع  
الإلكتروني لبعض العناصر مرتبة  
طبقاً للأعداد الذرية حتى رقم ٢٠:

التوزيع الإلكتروني للعناصر الأولى في الجدول الدوري									
		1	2	3	4	5	6	7	
Z	Element	s	s p	s p d	s p d f	s p d f	s p d f	s p d f	s
1	H	1							
2	He	2							
3	Li	2	1						
4	Be	2	2						
5	B	2	2	1					
6	C	2	2	2					
7	N	2	2	3					
8	O	2	2	4					
9	F	2	2	5					
10	Ne	2	2	6					
11	Na	2	2	6	1				
12	Mg	2	2	6	2				
13	Al	2	2	6	2	1			
14	Si	2	2	6	2	2			
15	P	2	2	6	2	3			
16	S	2	2	6	2	4			
17	Cl	2	2	6	2	5			
18	Ar	2	2	6	2	6			
19	K	2	2	6	2	6			1
20	Ca	2	2	6	2	6			2
21	Sc	2	2	6	2	6	1		2
22	Ti	2	2	6	2	6	2		2
23	V	2	2	6	2	6	3		2
24	Cr	2	2	6	2	6	5		1
25	Mn	2	2	6	2	6	5		2
26	Fe	2	2	6	2	6	6		2
27	Co	2	2	6	2	6	7		2
28	Ni	2	2	6	2	6	8		2
29	Cu	2	2	6	2	6	10		1
30	Zn	2	2	6	2	6	10		2



### تدرج الخواص في الجدول الدوري :

بعد دراستنا لترتيب العناصر في الجدول الدوري الطويل ومعرفة التركيب الإلكتروني للعنصر في الجدول الطويل ومعرفة العلاقة بين التركيب الإلكتروني للعنصر ووضعه في الجدول سنستعرض فيما يلي تدرج الخواص الفيزيائية والكيميائية في الدورات الأفقية وفي المجموعات الرأسية وعلاقة هذه الخواص بالتركيب الإلكتروني للعناصر .  
وسنركز اهتمامنا في هذه الدراسة على تدرج الخواص في العناصر الممثلة وهي عناصر الفئتين (s) ، (p) وسنترك دراسة تدرج خواص العناصر الانتقالية لتبحث في مجال آخر .

### ١- نصف قطر الذرة : Atomic radius

أظهرت النظرية الموجية أنه لا يمكن تحديد موقع الإلكترون حول النواة بالضبط، لذا يكون من الخطأ أن نعرف نصف قطر الذرة بأنه المسافة من النواة إلى أبعد إلكترون، وبدلاً من ذلك يعرف نصف قطر الذرة بأنه :

نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين في جزئ ثنائي الذرة

وتسمى المسافة بين نواتي ذرتين متحدين بطول الرابطة وتقدر بوحدة الأنجستروم Å

الجزء	طول الرابطة بالأنجستروم	نصف القطر الذري التساهمي
H.H	0.60	0.30
F.F	1.28	0.64
Cl.Cl	1.98	0.99
Br.Br	2.28	1.14
I-I	2.66	1.33

**تدريب:** إذا كان طول الرابطة في جزئ الكلور

$$1.98 \text{ Å} (Cl-Cl)$$

وطول الرابطة بين ذرة الكربون وذرة الكلور

$$1.76 \text{ Å} = (C-Cl) \text{ احسب نصف قطر ذرة الكربون}$$

$$\text{الحل : نصف قطر ذرة الكلور } (Cl) = \frac{\text{طول الرابطة في جزئ الكلور}}{2}$$

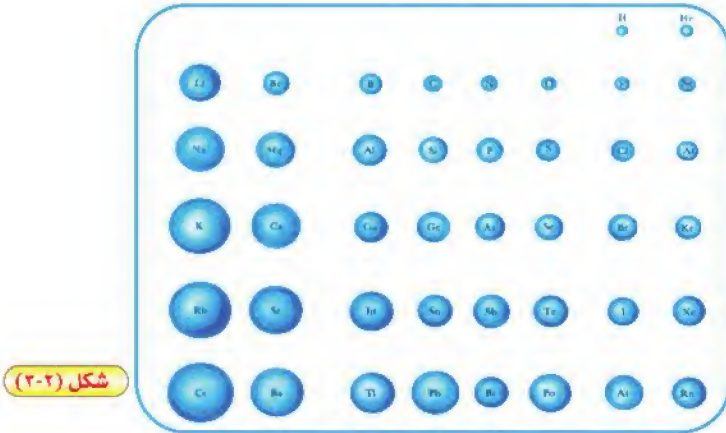
$$r(Cl) = \frac{1.98}{2} = 0.99 \text{ Å}$$

نصف قطر ذرة الكربون = طول الرابطة بين الكلور والكربون - نصف قطر ذرة الكلور

$$r(C) = 1.76 - 0.99 = 0.77 \text{ Å}$$

أما في البلورات الأيونية التي تتكون من أيونات موجبة وأيونات سالبة مثل بلورة كلوريد الصوديوم، فيمكن قياس المسافة بين مركزي الأيونين في وحدة الصيغة من البلورة بنفس الطريقة السابقة، وهي بالتالي تساوي مجموع نصفى القطر لهما. ويسمى نصف القطر المقاس حينئذ بنصف القطر الأيونى، ويعتمد نصف القطر الأيونى على عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة.

ويوضح الشكل (٢-٢) تدرج أنصاف الأقطار التساهمية للعناصر غير الانتقالية في الجدول الدورى.



ولو استعرضنا أنصاف الأقطار في الشكل السابق نلاحظ ما يلي:

أ - فى الدورات (الأفقية) :

نلاحظ أن قيم أنصاف أقطار الذرات تقل كلما اتجهنا ناحية اليمين (أى بدأنا من المجموعة الأولى واتجهنا إلى المجموعة الصفيرية)، ويرجع ذلك لزيادة شحنة النواة الفعالة (Z-effect) effective nuclear charge تدريجياً، والتي تعرف بأنها شحنة النواة الفعلية التى يتأثر بها إلكترون ما فى ذرة ما وتكون الشحنة الفعالة دائماً أقل من شحنة النواة (عدد البروتونات) نتيجة لقيام الإلكترونات الداخلية بالمدار المكتمل core electrons يحجب جزء من تلك الشحنة عن الإلكترون موضع الدراسة، فيزداد جذب إلكترونات التكافؤ مما يؤدي إلى تقلص

## الباب الثاني : الجدول الدوري وتصنيف العناصر

نصف قطر الذرة. أى أن أكبر الذرات حجماً فى الدورة الواحدة هى ذرات عناصر المجموعة الأولى، وأصغرها حجماً هى ذرات عناصر المجموعة السابعة (الهالوجينات).

ب- فى المجموعات (الرأسية) :

يزداد نصف القطر الذرى كلما اتجهنا رأسياً إلى أسفل فى نفس المجموعة أى بزيادة العدد الذرى. ويرجع ذلك إلى ما يلى :

١- زيادة عدد مستويات الطاقة فى الذرة .

٢- مستويات الطاقة الممتلئة تعمل على حجب تأثير النواة على الإلكترونات الخارجية .

٣- زيادة التناثر بين الإلكترونات وبعضها .

**تدريب :** كيف تفسر التغير فى أنصاف أقطار الأيونات عن أنصاف أقطار

الذرات فى عناصر الصوديوم والكلور والحديد المبينة فى الجدول الآتى :

الذرة أو الأيون	Na	Na <sup>+</sup>	Fe	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Cl	Cl
نصف القطر بالأنجستروم	1.57	0.95	1.17	0.75	0.60	0.99	1.81
عدد البروتونات	11	11	26	26	26	17	17
عدد الإلكترونات	11	10	26	24	23	17	18

**الحل :**

فى حالة الفلزات مثل الصوديوم يقل نصف قطر الأيون الموجب عن نصف قطر الذرة وذلك لزيادة شحنة النواة الفعالة فى حالة الأيون ، وكلما زادت شحنة الأيون كما فى الحديد +2 ، الحديد +3 يقل نصف قطر الأيون الموجب عن نصف قطر الذرة ، وذلك لزيادة عدد البروتونات عن عدد الإلكترونات وفى حالة اللافلزات مثل الكلور فيزداد نصف قطر الأيون السالب عن نصف قطر الذرة وذلك لزيادة عدد الإلكترونات عن عدد البروتونات ( هل تعرف لعبة شد الحبل ؟ ) .

وسنتناول بالدراسة تدرج بقية الخواص الفيزيائية مثل درجات الانصهار والغليان والكثافة بعد ذلك عند دراسة مجموعات العناصر في الجدول الدوري .

## ٢- جهد التأين ( طاقة التأين ) : ( Ionization Energy - Ionization Potential )

إذا اكتسبت الذرة كمية معينة من الطاقة فإن الإلكترونات تثار وتنتقل إلى مستويات طاقة أعلى أما إذا كانت كمية الطاقة كبيرة نسبياً فإنها تطرد أضعف الإلكترونات ارتباطاً بنواة الذرة وتصبح الذرة أيوناً موجباً ويعرف جهد التأين كما يلي :

**جهد التأين :** مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة المفردة وهي في الحالة الغازية .

وحيث أنه من الممكن إزالة إلكترون أو اثنين أو ثلاثة من الذرة فهناك جهد التأين الأول والثاني والثالث .. الخ

جهد التأين الأول : تكون نتيجته تكوين أيون يحمل شحنة موجبة واحدة



جهد التأين الثاني : تكون نتيجته تكوين أيون يحمل شحنتين موجبتين .



### ويتدرج جهد التأين الأول في الجدول الدوري على النحو الآتي :

أ - في الدورات : تزداد قيم جهد التأين كلما اتجهنا ناحية اليمين بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة وكذلك نقص نصف قطر الذرة ، مما يؤدي إلى زيادة قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ فتححتاج إلى طاقة كبيرة لفصلها عن الذرة . أي أن جهد التأين يتناسب عكسياً مع نصف قطر الذرة .

ب - في المجموعات : يقل جهد التأين رأسياً في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري وذلك لأنه بزيادة عدد الأغلفة الإلكترونية يزداد نصف قطر الذرة ، وبالتالي تقل قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ فتقل الطاقة اللازمة لإزالتها

ج - يلاحظ أن جهد التأين الأول للغازات النبيلة في المجموعة الصفرية مرتفع جداً وذلك لاستقرار نظامها الإلكتروني ، إذ يصعب إزاحة إلكترون من مستوى طاقة مكتمل .

د - يزداد جهد التأين الثاني عن جهد التأين الأول لزيادة شحنة النواة الفعالة ويزداد جهد



## الباب الثانى : الجدول الدورى وتصنيف العناصر

التأين الثالث زيادة كبيرة جداً إذ يتسبب ذلك فى كسر مستوى طاقة مكتمل فى بعض العناصر ويبين ذلك جهود تأين المغنسيوم  $_{12}\text{Mg}$



### ٢- الميل الإلكتروني Electron Affinity

ذكرنا أن خروج إلكترون من الذرة للتحويل إلى أيون موجب يحتاج إلى طاقة هى جهد التأين . وبالمقابل إذا اكتسبت ذرة إلكترون للتحويل إلى أيون سالب فإن ذلك يكون مصحوباً بانطلاق طاقة . وعلى ذلك يمكن تعريف الميل الإلكتروني كما يلى :

**الميل الإلكتروني : مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونًا**

ويمكن توضيح ذلك بالمعادلة .



**ويتدرج الميل الإلكتروني فى الجدول الدورى كما يلى :**

١- يقل الميل الإلكتروني فى المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذرى ويرجع ذلك إلى زيادة الحجم الذرى وبالتالي يقل جذب النواة للإلكترون .

٢- يزداد الميل الإلكتروني أفقياً فى الدورات كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين - أى بزيادة العدد الذرى - ويرجع سبب ذلك إلى صغر الحجم الذرى تدريجياً مما يسهل على النواة جذب الإلكترون الجديد وقيم الميل الإلكتروني لغاز النيون والبريليوم والنيتروجين تقترب من الصفر ويرجع عدم الانتظام فى حالة البريليوم لأن مستوياته الفرعية ممتلئة  $(2s^2) (1s^2)$  فتكون الذرة مستقرة، وفى النيتروجين نجد أن المستوى الفرعى  $(2p)$  به ثلاثة إلكترونات أى نصف ممتلئ، والامتلاء النصفى يعطى بعض الاستقرار للذرة، أما فى حالة ذرة النيون فجميع مستوياتها الفرعية ممتلئة ويعطى هذا استقراراً كبيراً للذرة .

٣- تكون قيم الميل الإلكتروني كبيرة عندما يعمل الإلكترون المكتسب على ملء مستوى طاقة فرعى أو جعله نصف ممتلئ، وكلاهما يساعد على استقرار الذرة .

٤- الميل الإلكتروني للفلور  $-328 \text{ kJ/mol}$  وهو أقل من الميل الإلكتروني للكلور  $-348.6 \text{ kJ/mol}$



رغم أن حجم ذرة الفلور أصغر ، وكان المتوقع أن يكون ميلها للإلكترونى أكبر إلا أنه نظرا لصغر حجم ذرة الفلور فإن الإلكترون الجديد يتأثر بقوة تنافر قوية مع الإلكترونات التسعة الموجودة أصلا حول النواة .

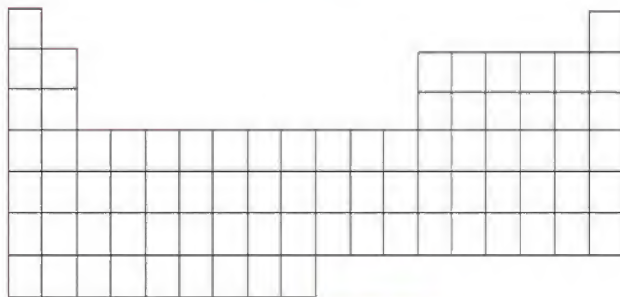
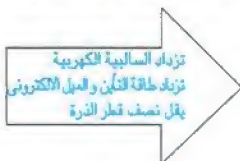
#### ٤- السالبية الكهربية : Electronegativity

وتعرف **السالبية الكهربائية للذرة** بأنها ( قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية) ويعبر عن السالبية الكهربائية للعناصر بقيم تدل زيادتها على زيادة قدرتها النسبية على جذب إلكترونات الرابطة ويجب ألا نخلط بين السالبية الكهربائية والميل الإلكتروني حيث أن الأخير طاقة تشير إلى الذرة في حالتها المضردة بينما تشير السالبية الكهربائية إلى الذرة المرتبطة مع غيرها.

**وتزداد** السالبية الكهربائية في الدورات بزيادة العدد الذري ونقص نصف قطر الذرة ، أما في المجموعات **فتقل** السالبية الكهربائية بزيادة العدد الذري ويعتبر الفلور أكثر العناصر المعروفة في السالبية الكهربائية ، ويلاحظ أن الفرق في السالبية الكهربائية للعناصر له دور أساسي في تحديد نوع الترابط بينهما كما سنوضح فيما بعد ( الباب الثالث ) .

وبلخص الشكل (٢-٤) تدرج الخواص السابقة في الجدول الدوري .

ويُلخص الشكل (٢-٤) تدرج الخواص السابقة في الجدول الدوري .



تقلل السالبية الكهربائية  
تقلل طاقة التأين والعمل الإلكتروني  
يزيد نصف قطر الذرة

شکل (۴-۲)

### ٥- الخاصية الفلزية واللا فلزية :

أول من قسم العناصر إلى قسمين رئيسيين هما : الفلزات واللا فلزات هو (برزيليوس) في أوائل القرن التاسع عشر، وكان ذلك بالطبع قبل معرفته لأية معلومات عن بنية الذرة، ورغم قدم هذا التقسيم إلا أنه ما زال يستخدم حتى يومنا هذا بالرغم من عدم وجود حدود فاصلة بين خواص الفلزات واللا فلزات، ويتطور مفهومنا للتركيب الإلكتروني للعناصر يمكننا أن نميز بين الفلزات واللا فلزات كما يلي:

#### الفلزات : Metals

- ١- مجموعة العناصر التي يمتلك غلاف تكافؤها بأقل من نصف سعة بالإلكترونات.
- ٢- تفقد إلكترونات غلاف التكافؤ لتصل إلى تركيب الغاز الخامل، الذي هو غاية التفاعل الكيميائي، وتصبح أيونات موجبة لذا توصف الفلزات بأنها عناصر كهروموجبة.
- ٣- يعزى توصيلها للكهرباء إلى سهولة انتقال إلكترونات تكافؤها القليلة من مكان ما في الفلز إلى مكان آخر.
- ٤- تتميز الفلزات بكبر نصف قطر ذراتها مما يؤدي إلى صغر جهد تأينها، كذلك صغر قيمة ميلها الإلكتروني.

#### تعميق المعرفة



لتعميق معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل:

#### اللا فلزات : Nonmetals

- ١- مجموعة العناصر التي يمتلك غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعة بالإلكترونات.
  - ٢- تكتسب عددا قليلا من الإلكترونات لتصل إلى تركيب الغاز الخامل وتصبح أيونات سالبة، لذا توصف اللا فلزات بأنها عناصر كهروسالبة.
  - ٣- يعزى عدم توصيلها للكهرباء إلى شدة ارتباط إلكترونات تكافؤها بالنواة، لذا يصعب انتقال هذه الإلكترونات، وتكون اللا فلزات عازلة للكهرباء.
  - ٤- يؤدي صغر أنصاف أقطار اللا فلزات إلى كبر قيمتي جهد تأينها وميلها الإلكتروني.
- وهناك مجموعة ثالثة من العناصر تسمى **أشباه الفلزات Metalloids** وتتميز بأن لها مظهر

الفلزات ومعظم خواص اللا فلزات وأن ساليبيتها الكهربائية متوسطة بين الفلزات واللافلزات، وتوصيلها الكهربى أقل من الفلزات ولكنه أكبر كثيرا من اللافلزات وتستخدم أشباه الفلزات فى صناعة أجزاء من الأجهزة الإلكترونية كالترانزستورات - بصفتها أشباه موصلات Semiconductors

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	H	He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra						

فلزات ■  
لافلزات ■  
أشباه الفلزات ■

وبمراجعة الشكل السابق يتضح فيه أن جميع الفلزات تقع يسار أشباه الفلزات ، أما اللا فلزات فتقع على يمين أشباه الفلزات. وبمراجعة جهد التأين والميل الإلكتروني لعناصر الجدول والتي يمكن على أساسها تحديد الخاصية الفلزية واللا فلزية نجد أن هذه الخواص تتدرج فى الجدول كما يلى:

أ - فى الدورات الأفقية، كلما اتجهنا فى الدورات من اليسار إلى اليمين نجد أن المجموعة الأولى تحتوى على أقوى الفلزات، ثم تبدأ الخاصية الفلزية تقل بالتدرج بزيادة العدد الذرى حتى نصل إلى أشباه الفلزات، ثم تبدأ الخاصية اللا فلزية تزداد إلى أن تنتهى بالمجموعة السابعة التى تحتوى على أقوى اللا فلزات.

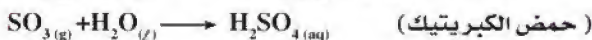
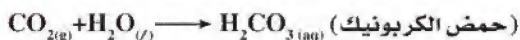
ب - فى المجموعات الرأسية، نجد أن الخاصية الفلزية تزداد بزيادة العدد الذرى كلما اتجهنا إلى أسفل فى المجموعات.

## الباب الثانى : الجدول الدورى وتصنيف العناصر

نستنتج من ذلك أن أقوى الفلزات تقع فى أسفل يسار الجدول ، فالسيزيوم يعتبر أقوى العناصر من ناحية الخاصية الفلزية . وتقع أقوى اللافلزات فى أعلى يمين الجدول فالفلور يعتبر أكثر العناصر اللافلزية نشاطاً .

### ٦- الخواص الحامضية والقاعدية :

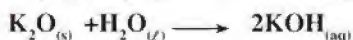
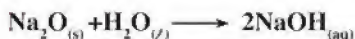
من المعروف أن أكاسيد اللافلزات عند ذوبانها فى الماء تعطى أحماضاً مثل :



لذا تسمى أكاسيد اللافلزات عادة بالأكاسيد الحامضية ، وتتفاعل هذه الأكاسيد الحامضية مع القلويات منتجة ملحاً وماء .



أما أكاسيد الفلزات فتسمى عادة أكاسيد قاعدية ، وبعض الأكاسيد القاعدية يكون قابلاً للذوبان فى الماء . والبعض الآخر لا يذوب فى الماء . وتسمى الأكاسيد القاعدية القابلة للذوبان فى الماء أيضاً بالأكاسيد القلوية لأنها تكون قلويات مثل



وتتفاعل الأكاسيد القاعدية مع الأحماض منتجة ملحاً وماء



وهناك نوع ثالث من الأكاسيد يسمى الأكاسيد المترددة Amphoteric مثل أكسيد

الألومنيوم  $\text{Al}_2\text{O}_3$  ، وأكسيد الخارصين  $\text{ZnO}$  ، وأكسيد الأنثيمون  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  ، وأكسيد القصدير  $\text{SnO}$  ، وهذه الأكاسيد تتفاعل تارة كأكاسيد قاعدية وتارة أخرى كأكاسيد حامضية .



خارصينات الصوديوم

الخواص الحامضية والقاعدية في الجدول الدوري :

أ - في الدورات الأفقية : كلما زاد العدد الذري للعنصر تقل الصفة القاعدية للأكسيد بينما تزداد الصفة الحامضية

ب - في المجموعة الرأسية : لو أخذنا عناصر المجموعة الأولى كمثال نجد أن الخاصية القاعدية تزداد رأسياً كلما زاد العدد الذري ( أي كلما اتجهنا لأسفل ) . وعند تتبع الخاصية الحامضية في المركبات الهيدروجينية لعناصر المجموعة السابعة نجد أنه بزيادة نصف قطر ذرة العنصر يقل جذب ذرة الهيدروجين فيسهل تأينها أي تزداد الصفة الحامضية .

وباعتبار أن الأحماض والقواعد هي مركبات هيدروكسيلية يمكن تمثيلها بالصيغة العامة ( MOH حيث M هي ذرة العنصر ) فيمكن تأينها بإحدى طريقتين :

١- إما أن تعطى أيونات هيدروكسيد وتعتبر قاعدة



قاعدة

٢- أو تعطى أيونات هيدروجين وتعتبر حامضاً



حمض

وبافتراض أن الذرات الثلاث مرتبة هي مثلث كما يلي :



أ- فإذا كانت قوة الجذب بين  $\text{M}^+$  ،  $\text{O}^-$  أكبر من قوة الجذب بين  $\text{H}^+$  ،  $\text{O}^-$  تتأين المادة كحمض

ب- وإذا كانت قوة الجذب بين  $\text{O}^-$  ،  $\text{H}^+$  أكثر من قوة الجذب بين  $\text{O}^-$  ،  $\text{M}^+$  تتأين المادة كقاعدة .



ج- إذا تساوت قوتا الجذب فإن المادة تتأين كحمض أو كقاعدة ويتوقف ذلك على وسط التفاعل .

فهو يتفاعل في الوسط الحمضي كقاعدة وفي الوسط القلوي كحامض وتعتمد قوى الجذب السابقة على ذرة العنصر من حيث الحجم ومقدار الشحنة الكهربائية- ففي الفلزات القلوية مثل الصوديوم نجد أن حجم الذرة كبير ولا تحمل إلا شحنة واحدة موجبة فتضعف قوة الرابطة بينها وبين  $O^-$  والتي تنجذب أكثر لأيون الهيدروجين، وبذلك تعطى  $OH^-$  أي تتأين كقاعدة- وكلما اتجهنا ناحية اليمين نجد أن ذرات اللافلزات مثل الكلور حجمها يقل وتزداد شحنتها، وبذلك يزداد انجذابها إلى  $O^-$  وتتأين كحامض.

وتعتمد قوة الأحماض الأكسجينية على عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بذرات الهيدروجين- فلو مثلنا الحمض الأكسجيني بالصيغة  $[MO_n(OH)_m]$  حيث  $M$  هي ذرة العنصر نجد أن الحمض الأقوى هو الذي يحتوي على عدد أكبر من ذرات الأكسجين  $O_n$  غير المرتبطة بالهيدروجين

نوع الحمض	عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بالهيدروجين	الحمض $MO_n(OH)_m$
حمض ضعيف	Zero	الأرثوسليكونيك $Si(OH)_4$
حمض متوسط	1	حمض الأرثوفوسفوريك $PO(OH)_3$
حمض قوى	2	حمض الكبريتيك $SO_3(OH)_2$
حمض قوى جدًا	3	حمض البيروكلوريك $ClO_3(OH)$

## ٧- أعداد التأكسد، Oxidation Numbers

يعرف عدد التأكسد بأنه :

عدد يمثل الشحنة الكهربائية (الموجبة أو السالبة) التي تبدو على الأيون أو الذرة في المركب سواء كان مركباً أيونياً أو تساهمياً .

### تعميق المعرفة

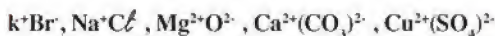


لتعميق معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة  
ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل:

ولمعرفة عدد تأكسد ذرة في مركب ما، يتبع ما يلي :

### أولاً - في المركبات الأيونية :

يكون عدد التأكسد لأي أيون يساوي تكافؤ هذا الأيون مسبقاً بإشارة موجبة في حالة الأيونات الموجبة وبإشارة سالبة في حالة الأيونات السالبة. وإذا كان عدد التأكسد موجباً فإن ذلك يدل على عدد الإلكترونات التي فقدتها الذرة لتعطي هذا الكاتيون - وإذا كان عدد التأكسد سالباً فإنه يدل على عدد الإلكترونات التي اكتسبتها الذرة لتعطي هذا الأنيون مثال ذلك :

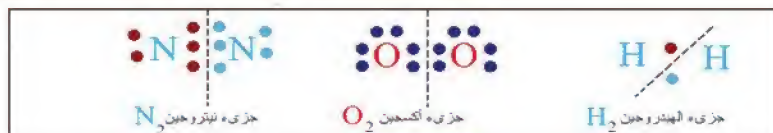


### ثانياً - في المركبات التساهمية :

حيث أنه لا يوجد أيونات موجبة أو سالبة فإن الشحنة التي تحملها الذرة تبين الإزاحة الإلكترونية في الرابطة فالذرة الأكثر سالبية كهربية تحمل شحنة سالبة والذرة الأقل سالبية كهربية تحمل شحنة موجبة وهناك حالتان :

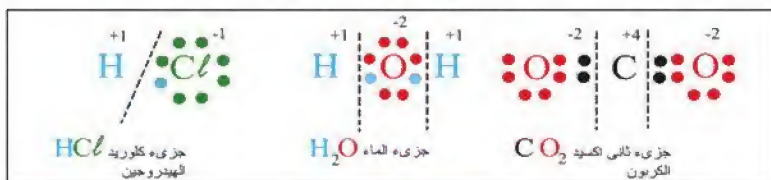
أ- في الجزيء متمائل الذرات مثل  $O_3, P_4, S_8, CCl_4$  تكون الإزاحة الإلكترونية في الروابط بين الذرات متساوية لأن ذرات أي جزيء لعنصر واحد متساوية في السالبية الكهربائية وبالتالي يكون عدد تأكسد أي ذرة في هذا الجزيء يساوي صفراً شكل (٥-٢) .

## الباب الثاني : الجدول الدوري وتصنيف العناصر



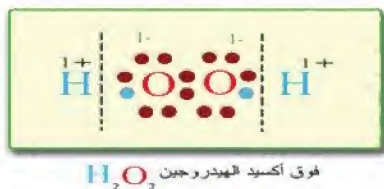
شكل (٥-٢)

ب- عندما يتكون الجزيء من ذرتين مختلفتين في السالبية الكهربية تحسب الإلكترونات المشتركة مع الذرة الأكثر سالبية كهربية مع ملاحظة أن عدد تأكسد الأكسجين في معظم مركباته هو (-2) وعدد تأكسد الهيدروجين في معظم مركباته (+1)



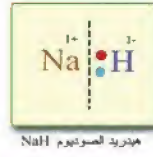
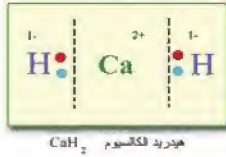
شكل (٦-٢)

وبالرغم أن عدد تأكسد الأكسجين في معظم مركباته (-2) فهناك حالات قليلة منها مركبات فوق الأكسيد مثل فوق أكسيد الهيدروجين (ماء الأكسجين)  $H_2O_2$  الذي يكون عدد تأكسد الأكسجين فيه (-1) شكل (٧-٢). وفي فوق أكسيد الصوديوم  $(Na_2O_2)$  ( $O = -1$ ) وفي سوبر أكسيد البوتاسيوم  $(KO_2)$  ( $O = -\frac{1}{2}$ ) وفي ثاني فلوريد الأكسجين  $(OF_2)$  ( $O = +1$ )



شكل (٧-٢)

كذلك يكون عدد تأكسد الهيدروجين في معظم مركباته (+1) فيما عدا بعض الحالات مثل حالة هيدريدات الفلزات النشيطة مثل هيدريد الصوديوم  $NaH$  وهيدريد الكالسيوم  $CaH_2$  وهي مركبات أيونية تحتوي على أيون الهيدروجين السالب فإذا صهر هيدريد الصوديوم مثلاً وحلل كهربياً يتصاعد الهيدروجين عند المصعد- ويكون عدد تأكسد الهيدروجين في الهيدريدات (-1) شكل (٨-٢).



شكل (٨-٢)

ويراعى عند حساب أعداد التأكسد ما يلي :

- ١- مجموع أعداد التأكسد للعناصر المختلفة في الجزيء المتعادل zero
- ٢- عدد التأكسد يخص ذرة واحدة أو أيونا واحدا فقط في الجزيء.
- ٣- عدد تأكسد عناصر المجموعة الأولى (A) في مركباتها دائما (+1) وعناصر المجموعة الثانية (A) (+2) والثالثة (A) (+3) لذا نبدأ بكتابة أعداد تأكسدها أولا ثم نكمل حساب أعداد تأكسد بقية العناصر .

المركب	$\text{Na}_2\text{O}$ أكسيد الصوديوم	$\text{Na}_2\text{O}_2$ فوق أكسيد الصوديوم	$\text{KO}_2$ مركب الأكسيد البوتاسيوم	$\text{CaH}_2$ هيدريد الكالسيوم	$\text{AlH}_3$ هيدريد الألومنيوم
مجموع الشحنات					
الذرات	Na 2 O 1	Na 2 O 2	K 1 O 2	Ca 1 H 2	Al 1 H 3
عدد تأكسد الذرة الواحدة	+2 -2	+2 -2	+1 -1	+2 -2	+3 -3

٤- عدد التأكسد للمجموعات الذرية = الشحنة التي تحملها المجموعة مثل :

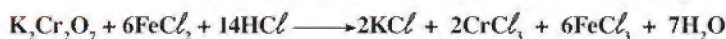
$\text{NO}_3^-$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{NH}_4^+$
مجموعة	مجموعة	مجموعة	مجموعة
أمونيوم (+1)	كبريتات (-2)	كربونات (-2)	نترات (-1)

من مميزات استخدام أعداد التأكسد أنها تعرفنا نوع التغير الذي يحدث للعنصر أثناء التفاعل الكيميائي- فمثلا في تفاعلات التأكسد والاختزال يعرف **التأكسد** بأنه عملية فقد إلكترونات ينتج عنها زيادة في الشحنة الموجبة، ويعرف **الاختزال** بأنه عملية اكتساب إلكترونات ينتج عنها نقص الشحنة الموجبة فيمكن بتتبع أعداد تأكسد العناصر في تفاعل معين معرفة إذا كان العنصر قد حدث له اختزال أم أكسدة .



مثال :

يتم التفاعل بين بيكرومات البوتاسيوم وكلوريد الحديد (II) حسب المعادلة :



بين نوع التغير الحادث من أكسدة أو اختزال كل من الكروم والحديد في التفاعل السابق ؟

الحل :

التغير الحادث في حالة الكروم : لكتابة أعداد التأكسد في جزئ مثل ثاني كرومات البوتاسيوم تضع أولاً أعداد تأكسد العناصر التي لها أعداد تأكسد معروفة فالأكسجين معروف أن عدد تأكسده غالباً (-2) والبوتاسيوم (+1) ونترك عدد تأكسد الكروم لأنه من العناصر الانتقالية وهي تتميز بتعدد أعداد تأكسدها

K <sub>2</sub>	Cr <sub>2</sub>	O <sub>7</sub>
(2×1)	2X	(7×-2)
+2	+2X	-14

يتضح أنه لكي يكون المجموع الجبري لجزئ ثاني كرومات البوتاسيوم المتعادل = صفراً لابد أن يكون عدد تأكسد ذرتي الكروم +12 أي أن تأكسد الذرة الواحدة (+6)



وعلى ذلك فإن عدد تأكسد الكروم قد نقص من +6 إلى +3 أي حدثت له عملية اختزال . وفي حالة الحديد زاد عدد تأكسده من +2 إلى +3 أي حدثت له عملية أكسدة .



تعميق المعرفة



لتعميق معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة  
ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل :



الثمويوم

السؤال الأول :

اختر الإجابة الصحيحة من بين الإجابات التالية :

١ - تحتوي الدورة السادسة على ٣٠٠ أنواع من العناصر .

أ - ستة

ب - ثلاثة

د - خمسة

ج - أربعة

٢ - تتميز اللافلزات بأن ٥٥٥٥٠٠

أ - جهد تأينها كبير

ب - عناصر كهروموجبه

ج - ميلها الالكترونى صغير

د - نصف قطر ذراتها كبير

٣ - تزداد السالبية الكهربية فى الدورات الأفقية .....

أ - بإزداد نصف قطر الذرة

ب - ينقص العدد الذرى

ج - ينقص نصف القطر

د - ( أ ، ب ) معا

٤ -



فى الشكل السابق إذا كانت قوة الجذب بين  $M^+$  ,  $O^-$  أكبر من قوة الجذب بين  $O^-$  ,  $H^+$

فإن المادة .....

أ - تتأين كقاعدة

ب - تتأين كحمض

ج - لا تتأين

د - تتأين كحمض وقاعدة .

٥ - فى الشكل السابق (بالسؤال رقم ٤) فى حالة الصوديوم يمثل  $(M^+)$  .

أ - تنجذب  $O^-$  لأيون الهيدروجين

ب - تنجذب  $O^-$  لأيون الصوديوم

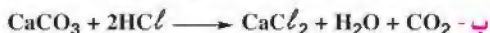
ج - تقوى الرابطة بين  $O^-$  والصوديوم

د - يحدث تأين وينتج حمض

٦ - أحد التفاعلات الآتية لا يمثل تفاعل أكسدة واختزال وهو .....



٧ - أحد التفاعلات التالية يمثل تفاعل أكسدة واختزال وهو ...



### السؤال الثاني

اختر من العمود ( ب ) التوزيع الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير للعناصر في العمود ( أ )

ثم حدد نوع العنصر من العمود ( ج )

(ج) نوع العنصر	(ب) توزيع الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجى	(أ) العنصر
I- انتقالى داخلى (أكتينيدات)	أ- $(7s^1)$	١- الرادون $^{86}Rn$
II- انتقالى من السلسلة الانتقالية الثانية	ب- $(5d^6, 6s^2)$	٢- السيزيوم $^{55}Cs$
III- نبيل	ج- $(6s^2, 5d^{10}, 6p^6)$	٣- البروم $^{35}Br$
IV- انتقالى من السلسلة الانتقالية الثالثة	د- $(3d^3, 4s^2)$	٤- الفاناديوم $^{23}V$
V- انتقالى داخلى (لانثانيدات)	هـ- $(4f^7, 5d^1, 6s^2)$	٥- موليبدنم $^{42}Mo$
VI- ممثل من الفئة s	و- $(4s^2, 3d^{10}, 4p^5)$	٦- الأوزميوم $^{76}Os$
VII- انتقالى من السلسلة الانتقالية الأولى	ز- $(4d^4, 5s^2)$	٧- الجادولينيوم $^{64}Gd$
VIII- ممثل من الفئة p	ح- $(6s^1)$	

### السؤال الثالث :

ما المقصود بكل من :

- ١ - العدد الذري
- ٢ - العناصر الممتلئة
- ٣ - الاختزال
- ٤ - العناصر النبيلة
- ٥ - العناصر الانتقالية
- ٦ - العناصر الانتقالية الداخلية
- ٧ - نصف قطر الذرة
- ٨ - جهد التأين
- ٩ - الميل الإلكتروني
- ١٠ - السالبية الكهربائية
- ١١ - الفلزات
- ١٢ - اللافلزات
- ١٣ - أشباه الفلزات
- ١٤ - الأكسيد الحامضي
- ١٥ - الأكسيد القاعدي
- ١٦ - الأكسيد المتردد
- ١٧ - عدد التأكسد
- ١٨ - الأكسدة

### السؤال الرابع :

تكلم عن تدرج الخواص الآتية في الجدول الدوري :

- أ - نصف قطر الذرة .
- ب - جهد التأين .
- ج - الميل الإلكتروني .
- د - السالبية الكهربائية .
- هـ - الخاصية الفلزية واللافلزية .

### السؤال الخامس :

إذا علمت أن :

- طول الرابطة في جزيء فلوريد الهيدروجين  $= 0.94 \text{ \AA}$
- طول الرابطة في جزيء الهيدروجين  $= 0.6 \text{ \AA}$
- احسب طول الرابطة في جزيء الفلور

### السؤال السادس :

ما الفرق بين :

- أ - جهد التأين الأول والثاني .
- ب - الميل الإلكتروني والسالبية الكهربائية .
- ج - الفلزات واللافلزات .

## الباب الثاني : الجدول الدوري وتصنيف العناصر

د - الأكسيد الحمضي والأكسيد القاعدي والأكسيد المتردد .

هـ - التأكسد والاختزال .

### السؤال السابع :

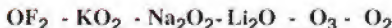
ما المفهوم العلمي لما يأتي :

- \* نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين في جزيء ثنائي الذرة .
- \* مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أقل الإلكترونات ارتباطا بالذرة المفردة وهي في الحالة الغازية .
- \* مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونات .
- \* قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .
- \* مجموعة العناصر التي يمتلئ غلاف تكافؤها بأقل من نصف سعة الإلكترونات .
- \* مجموعة العناصر التي يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعة الإلكترونات .
- \* العدد الذي يمثل الشحنة الكهربائية التي تبدو على الذرة في المركب .
- \* عملية فقد إلكترونات ينتج عنها زيادة في الشحنة الموجبة .
- \* عملية اكتساب إلكترونات ينتج عنها نقص في الشحنة الموجبة .

### السؤال الثامن :

احسب أعداد التأكسد للعناصر الآتية :

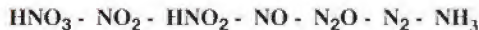
أ - الأكسجين في :



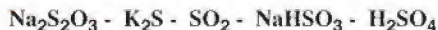
ب - الكلور في :



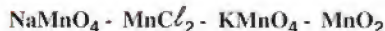
ج - النيتروجين في :



د - الكبريت في :



هـ - المنجنيز في :







# الباب الثالث

الروابط وأشكال  
الجزئيات

### الأهداف

- في نهاية دراسة الطالب لآليات الروابط وأشكال الجزيئات ينبغي أن يكون قادراً على أن:
  - يشرح سبب تكوين معظم الذرات لروابط كيميائية.
  - يصف كل من الروابط الأيونية والروابط التساهمية.
  - يحدد نوع الرابطة بناء على الفرق في السالبية الكهربية.
  - يشرح النظرية الإلكترونية للتكافؤ (نظرية الثمانيات).
  - يحدد عيوب نظرية الثمانيات.
  - يفسر سبب تكوين الرابطة التساهمية في كل من جزئ الهيدروجين وجزئ فلوريد الهيدروجين على أساس نظرية رابطة التكافؤ.
  - يتعرف مفهوم التهجين وكيفية حدوثه.
  - يشرح عملية ارتباط ذرات الهيدروجين بذرة الكربون لتكوين جزئ ميثان.
  - يقارن بين الرابطة سيجما والرابطة باي.
  - يحدد نوع التهجين في كل من الميثان والإيثيلين والأسيتيلين.
  - يحدد أشكال الجزيئات في ضوء نظرية تناظر أزواج إلكترونات التكافؤ.
  - يفسر نظرية الأوربيتالات الجزيئية.
  - يحدد الذرة المانحة والذرة المستقبلة عند تكوين رابطة تناسقية.
  - يعرف الرابطة الهيدروجينية.
  - يفسر سبب ارتفاع درجة غليان الماء.
  - يوضح برسم تخطيطي الرابطة الهيدروجينية في الماء وفلوريد الهيدروجين.
  - يستنتج خواص الفلز من صلابة ودرجة انصهار عالية من عدد إلكترونات التكافؤ الحرة في ذرته.

### الاتحاد الكيميائي

سبق لنا في الباب الأول دراسة التركيب الدقيق للذرة، وعرفنا أن أكثر ذرات العناصر استقراراً هي ذرات الغازات النبيلة مثل الهيليوم والأرجون والنيون... الخ وذرات هذه العناصر لا تدخل في أي تفاعل كيميائي في الظروف العادية مع غيرها من العناصر أو مع بعضها لذا نجد جزيئاتها أحادية الذرة. وبالرجوع إلى التركيب الإلكتروني لهذه العناصر نجد أن مستوى الطاقة الخارجى بها مكتمل بالإلكترونات مكتمل يتضح بالجدول الآتى:

الغاز النبيل	التركيب الإلكتروني
${}^2\text{He}$	$1s^2$
${}^{10}\text{Ne}$	$(\text{He}) , 2s^2 , 2p^6$
${}^{18}\text{Ar}$	$(\text{Ne}) , 3s^2 , 3p^6$
${}^{36}\text{Kr}$	$(\text{Ar}) , 4s^2 , 3d^{10}, 4p^6$
${}^{54}\text{Xe}$	$(\text{Kr}) , 5s^2 , 4d^{10}, 5p^6$
${}^{86}\text{Rn}$	$(\text{Xe}) , 6s^2 , 4f^{14} , 5d^{10}, 6p^6$

من ذلك نستنتج أن العنصر لى يستقر لابد أن يكتمل مستوى طاقته الخارجى بالإلكترونات، لذا فجميع العناصر المعروفة فيما عدا الغازات النبيلة في الظروف العادية نشيطة وتدخل في تفاعلات كيميائية ليكتمل مستوى الطاقة الخارجى لها، وذلك بأن تكتسب أو تفقد أو تشارك بعدد من الإلكترونات ليصبح تركيبها الإلكتروني مشابه للتركيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل لها في العدد الذرى. ونتيجة لهذا التغير في عدد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجى تتكون روابط أو تنكسر روابط بين الذرات وهو ما نعبّر عنه بالتفاعل الكيميائي. معنى ذلك أنه إذا لم تتكون رابطة أو تنكسر رابطة بين الذرات لا يكون هناك تفاعلاً كيميائياً. فعند خلط برادة الحديد مع مسحوق الكبريت لا يكون الناتج مركباً كيميائياً، لأنه لم تتكون روابط بين الحديد والكبريت. أما في حالة تسخين هذا الخليط لدرجة تكفى لتكوين روابط كيميائية بينهما نقول أنه حدث تفاعل كيميائي وتكونت رابطة كيميائية بين الحديد والكبريت نتج عنه مركب كبريتيد الحديد.

وتلعب إلكترونات التكافؤ للذرة دوراً مهماً في طبيعة الروابط .  
وقد وضع العالم لويس طريقة مبسطة استخدم فيها النقاط في تمثيل (إلكترونات التكافؤ)  
كما هو موضح بالجدول التالي :

المجموعة	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	0
الدورة الثالثة	11Na	12Mg	13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar
التركيب الإلكتروني	(Ne).3s <sup>1</sup>	(Ne).3s <sup>2</sup>	(Ne).3s <sup>2</sup> .3p <sup>1</sup>	(Ne).3s <sup>2</sup> .3p <sup>2</sup>	(Ne).3s <sup>2</sup> .3p <sup>3</sup>	(Ne).3s <sup>2</sup> .3p <sup>4</sup>	(Ne).3s <sup>2</sup> .3p <sup>5</sup>	(Ne).3s <sup>2</sup> .3p <sup>6</sup>
نموذج لويس للنقطي	Na <sup>•</sup>	Mg <sup>••</sup>	Al <sup>•••</sup>	Si <sup>••••</sup>	P <sup>•••••</sup>	S <sup>••••••</sup>	Cl <sup>•••••••</sup>	Ar <sup>••••••••</sup>

وقد أطلق لويس على زوج الإلكترونات الموجود في أحد أوربيتالات المستوى الخارجي، والذي لم يشارك في تكوين الروابط مصطلح زوج حر Lone pair وعلى زوج الإلكترونات المستول عن تكوين الرابطة مصطلح زوج الارتباط Bond pair .

وفي ضوء معلوماتنا الجديدة عن تركيب الذرة سوف نقوم بدراسة نوعان من الروابط، هما:  
أولاً : الروابط الكيميائية      ثانياً : الروابط الفيزيائية

### أولاً : الروابط الكيميائية

#### ١ - الرابطة الأيونية :

للتعرف على الرابطة الأيونية قم بزيارة الرابط التالي بينك المعرفة المصري :



بعد اطلائك على الرابط أجب عن السؤال التالي :

ما هي شروط تكوين الرابطة الأيونية ؟

## الباب الثالث : الروابط واشكال الجزينات

ونتساءل هل يلعب الفرق في السالبية الكهربية بين العناصر المرتبطة دوراً أساسياً في خواص الرابطة الأيونية؟ للإجابة على هذا التساؤل يبين الجدول الآتي ارتباط عنصر الكلور من المجموعة السابعة مع فلزات الصوديوم والمغنسيوم والألومنيوم من المجموعات الأولى والثانية والثالثة علماً بأن السالبية الكهربية للكلور = 3.

المجموعة	III	II	I
العنصر	الألومنيوم	المغنسيوم	الصوديوم
السالبية الكهربية	1.5	1.2	0.9
كلوريد العنصر	$AlCl_3$	$MgCl_2$	$NaCl$
الفرق في السالبية الكهربية	$3 - 1.5 = 1.5$	$3 - 1.2 = 1.8$	$3 - 0.9 = 2.1$
الخواص:			
درجة الانصهار	$190^{\circ}C$	$714^{\circ}C$	$810^{\circ}C$
درجة الغليان	يتسامى	$1412^{\circ}C$	$1465^{\circ}C$
التوصيل الكهربى	لايوصل	موصل جيد	موصل جيد جداً
لمصهور الكلوريد			

يتضح من الجدول أنه كلما زاد الفرق في السالبية الكهربية بين العناصر المرتبطة (زاد البعد الأفقى بينهما في الجدول) كلما زادت الخاصية الأيونية. وقد ثبت بالتجربة العملية أنه عندما يكون الفرق في السالبية الكهربية أكبر من 1.7 فإن المركب الناتج يكون أيونياً غالباً، فمركب مثل كلوريد الصوديوم تتضح فيه تماماً الخواص الأيونية من حيث ارتفاع درجتي الانصهار والغليان وجودة التوصيل الكهربى، بعكس مركب مثل كلوريد الألومنيوم الذى تظهر فيه خواص الرابطة التساهمية أكثر من الرابطة الأيونية.

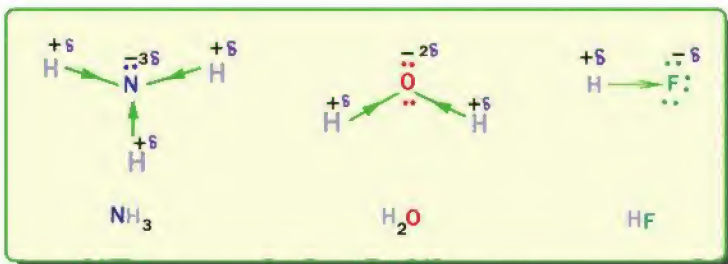
### ٢ - الرابطة التساهمية:

ذكرنا أن الرابطة الأيونية تتكون من أيونات ذرات العناصر التى يوجد بينها فرق كبير في السالبية الكهربية ( $> 1.7$ ). ولكن كيف ترتبط ذرات العناصر المتشابهة أو المتقاربة في السالبية الكهربية؟ عندما تتساوى الذرتان في السالبية الكهربية (ذرات العنصر الواحد) - أو يكون الفرق بينهما في السالبية الكهربية حتى 0.4 (مثل الكربون وساليته الكهربية 2.5



والهيدروجين وسالبية كهربية 2.1، ترتبط الذرات في هذه الحالة برابطة تساهمية غير قطبية والتي تتم بالمشاركة الإلكترونية.

وتوصف الرابطة بأنها تساهمية نقية. إذا ما كانت الذرتان المرتبطتان متساويتان تماماً في السالبية الكهربية كالرابطة التي بين ذرتي الفلور في جزئ الفلور أو الرابطة بين ذرتي الهيدروجين في جزئ الهيدروجين، لأن كلا من الذرتين له نفس القدرة على جذب الإلكترونات المشتركة بينهما، فيقضى زوج الإلكترونات وقتاً متساوياً في حيازة كلا من الذرتين، وتكون الشحنة النهائية لكل من الذرتين تساوي zero، أما عندما يكون الفرق في السالبية الكهربية كبيراً نوعاً ما (أكبر من 0.4 وأقل من 1.7) فتكون الرابطة تساهمية قطبية. مثال ذلك جزئ كلوريد الهيدروجين (السالبية الكهربية للكلور = 3 وللهدروجين = 2.1) فنجد أن ذرة الكلور الأكثر سالبية تجذب إلكترونات الرابطة التساهمية أكثر في اتجاهها، أي تقضى الإلكترونات وقتاً أطول في حيازة ذرة الكلور. وتكون النتيجة أن تكتسب ذرة الكلور شحنة سالبة صغيرة أو جزئية وليست شحنة سالبة كاملة (كما في حالة أيون الكلوريد السالب)، أما ذرة الهيدروجين فنتيجة إزاحة الإلكترونات عنها قليلاً تكتسب شحنة موجبة صغيرة أو جزئية. ويوصف كلوريد الهيدروجين بأنه جزئ قطبي. ومن الجزيئات القطبية المعروفة الأخرى جزئ الماء وجزئ النشادر شكل (١-٢)



جزئ النشادر

جزئ الماء

جزئ فلوريد الهيدروجين

شكل (١-٢)

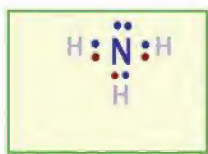
ويعتبر جزيء  $CO_2$  غير قطبي بالرغم من أنه يتضمن رابطتين قطبيتين . ذلك لأن الشكل الخطي للجزيء يؤدي إلى أن كل رابطة تلاشى التأثير القطبي للرابطة الأخرى (أي أن محصلة عزم الأزواج القطبية تساوي zero) .

نظريات تفسير الرابطة التساهمية :

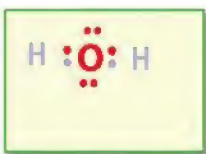
هناك أكثر من نظرية وضعت لتفسير الرابطة التساهمية حسب تغير مفهومنا لخواص الإلكترون، وسنعرض بإيجاز بعض النظريات التي وضعت لتفسير الرابطة التساهمية .

### ١- نظرية الثمانيات :

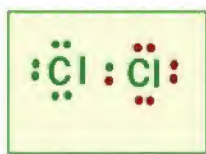
وتسمى أيضا النظرية الإلكترونية للتكافؤ، ويبين الرابط التالي مضمون النظرية :



جزيء النشادر  $NH_3$



جزيء الماء  $H_2O$

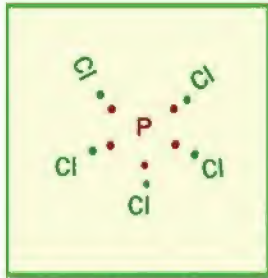


جزيء الكلور  $Cl_2$

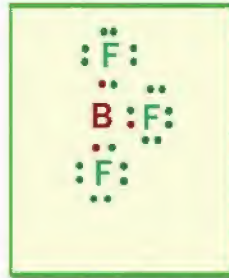
شكل (٢-٢)

### عيوب النظرية الإلكترونية للتكافؤ :

١- لم تستطع النظرية تفسير الترابط في كثير من الجزيئات على أساس قاعدة الثمانيات مثل جزيء خامس كلوريد الفوسفور، حيث نجد أن ذرة الفوسفور تكون محاطة بعشرة إلكترونات وليس ثمانية كما افترضت النظرية . كذلك في جزيء ثالث فلوريد البورون نجد أن ذرة البورون محاطة بستة إلكترونات فقط .



جزئ خامس كلوريد الفوسفور  $PCl_5$



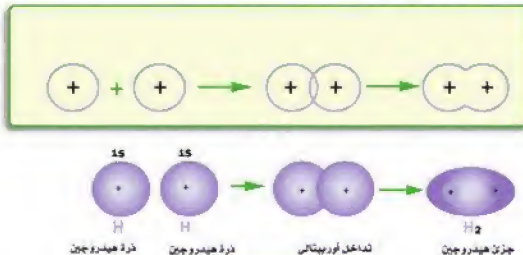
جزئ ثالث فلوريد البورون  $BF_3$

شكل (٣-٣)

٢- لم تعد الصورة المبسطة للرابطة التساهمية كزوج من الإلكترونات المشتركة كافية لتفسير الكثير من خواص الجزيئات منها مثلاً الشكل الفراغي للجزيئ والزوايا بين الروابط فيه .

### ٢- نظرية رابطة التكافؤ:

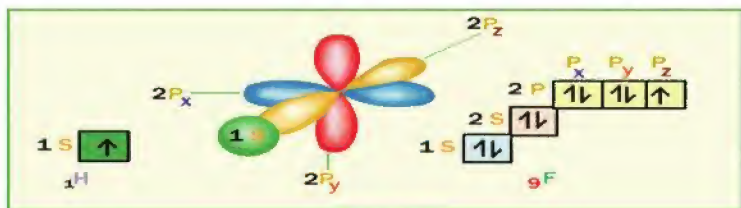
بنيت نظرية رابطة التكافؤ على نتائج ميكانيكا الكم عندما تغيرت النظرة إلى الإلكترون من كونه مجرد جسيم مادي يحمل شحنة سالبة يسير في مدارات محددة إلى كونه جسيم مادي له خواص موجية يحتمل تواجده في أي منطقة من الفراغ المحيط بالنواة وتبقى نظرية رابطة التكافؤ على صورة الذرات المفردة التي تقترب من بعضها لتكوين الرابطة التساهمية، ويتم ذلك بتداخل أوربيتال أحد الذرتين به إلكترون واحد مفرد مع أوربيتال ذرة أخرى بها إلكترون واحد مفرد، فجزيئ الهيدروجين يتكون نتيجة لتداخل ذرتي الهيدروجين بإلكترونها المفرد في الأوربيتال  $1s$  كما في شكل (٤-٢)



شكل (٤-٢)

## الباب الثالث : الروابط واشكال الجزيئات

وهي حالة جزيء آخر مثل فلوريد الهيدروجين يتداخل أحد أوربيتالات المستوى الفرعي  $2p$  الذي يحتوي على إلكترون مفرد من ذرة الفلور مع الأوربيتال  $1s$  الذي به إلكترون مفرد لذرة الهيدروجين شكل (٥-٣).



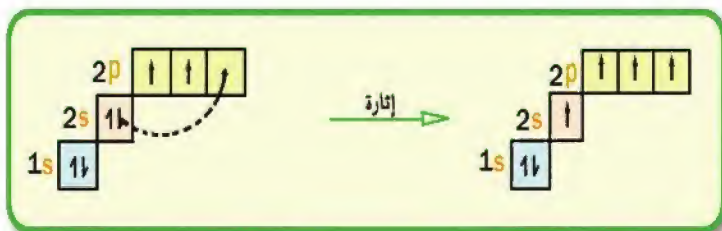
شكل (٥-٣)

### كيف فسرت نظرية التكافؤ تركيب جزيء الميثان ؟

عند دراسة الروابط في جزيء الميثان  $CH_4$  وجد أن ذرة الكربون ترتبط بذرات الهيدروجين الأربع عن طريق أربع روابط متماثلة تماماً في الطول والقوة. ويأخذ الجزيء شكل رباعي الأوجه وتكون قيم الزوايا بين الروابط فيه  $109.5^\circ$ .

### وفسرت نظرية رابطة التكافؤ هذه النتائج كما يلي :

تحتوي ذرة الكربون في الحالة المستقرة على أوربيتالين اثنين فقط بهما إلكترونان مفردان وهما اللذان يمكنهما تكوين روابط تساهمية. ولكن ذرة الكربون تكون أربع روابط تساهمية وليس اثنين. على ذلك لابد أن تحتوي ذرة الكربون على أربعة إلكترونات مفردة. ويتم ذلك بإثارة إلكترون من الأوربيتال  $(2s)$  ليحتل أوربيتال المستوى الفرعي  $(2p)$  الفارغ، ويقال عن الذرة حينئذ بأنها في حالة مثارة Excited State وتتم الإثارة عن طريق اكتساب الذرة لعدد قليل من الطاقة.



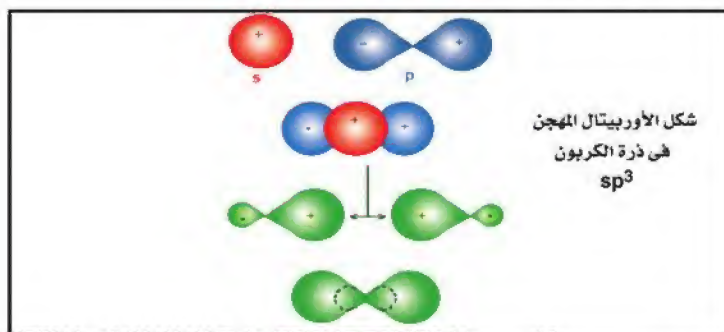
شكل (٦-٣)



إلى هنا وذرة الكربون تمتلك أربعة إلكترونات مفردة. ولكن هل الإلكترونات الأربعة المفردة متكافئة، حيث وجد أن الأربع روابط في جزئ الميثان متكافئة؟

### التهجين hybridization

هو اتحاد أو تداخل بين أوربيتالين مختلفين أو أكثر في نفس الذرة وينتج عنه أوربيتالات ذرية جديدة تعرف بالأوربيتالات المهجنة. مثال ذلك ما يحدث لذرة الكربون، حيث يتضح أن إلكترون الأوربيتال (2s) يختلف عن الثلاثة إلكترونات في الأوربيتالات الثلاثة للمستوى الفرعي (2p) في كل من الطاقة وفي الشكل الفراغي للأوربيتال، لذلك لابد من حدوث عملية معينة في ذرة الكربون ينتج عنها أربعة أوربيتالات متكافئة وتسمى هذه العملية بعملية التهجين hybridization. وتتم عملية التهجين بين أوربيتالات الذرة الواحدة القريبة من بعضها في الطاقة مثلا (2s) مع (4s)، (2p) مع (3d) لينتج عدد من الأوربيتالات المهجنة مساو لعدد الأوربيتالات النقية التي دخلت في التهجين. ويختلف شكل الأوربيتالات المهجنة عن الأوربيتالات النقية التي كونتها فتكون أكثر منها بروزا إلى الخارج لتكون قدرتها على التداخل أقوى من قدرة الأوربيتالات العادية شكل (٧-٣).



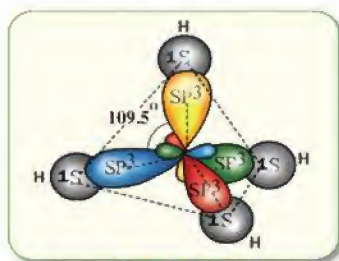
شكل (٧-٣)

وقد فسرت قيم الزوايا بين الروابط  $109.5^\circ$  بأن الأوربيتالات المهجنة كل منها عبارة عن إلكترون سائب، فيتباعد كل منها عن الآخر في الفراغ بأقصى درجة ممكنة لتقليل قوى التنافر بينها. فعندما تكون الزوايا بين الأوربيتالات  $109.5^\circ$  ستصبح أكثر استقرارا (أي أقل



تتأهرا) مما لو كانت  $90^\circ$  مثلاً .

ولتكوين جزئ الميثان، يرتبط الأربعة إلكترونات المتكافئة في الأوربيتالات الأربعة المهجنة ( $sp^3$ ) لذرة الكربون مع الأربعة إلكترونات لذرات الهيدروجين الأربع شكل (٢-٨).



شكل (٢-٨)

ويلاحظ حدوث ما يلي في عملية التهجين:

١- يحدث التهجين بين أوربيتالات نفس الذرة.

٢- لا يحدث التهجين إلا بين الأوربيتالات القريبة من بعضها في الطاقة.

٣- عدد الأوربيتالات المهجنة = عدد الأوربيتالات الداخلة في عملية التهجين وتأخذ رمزها.

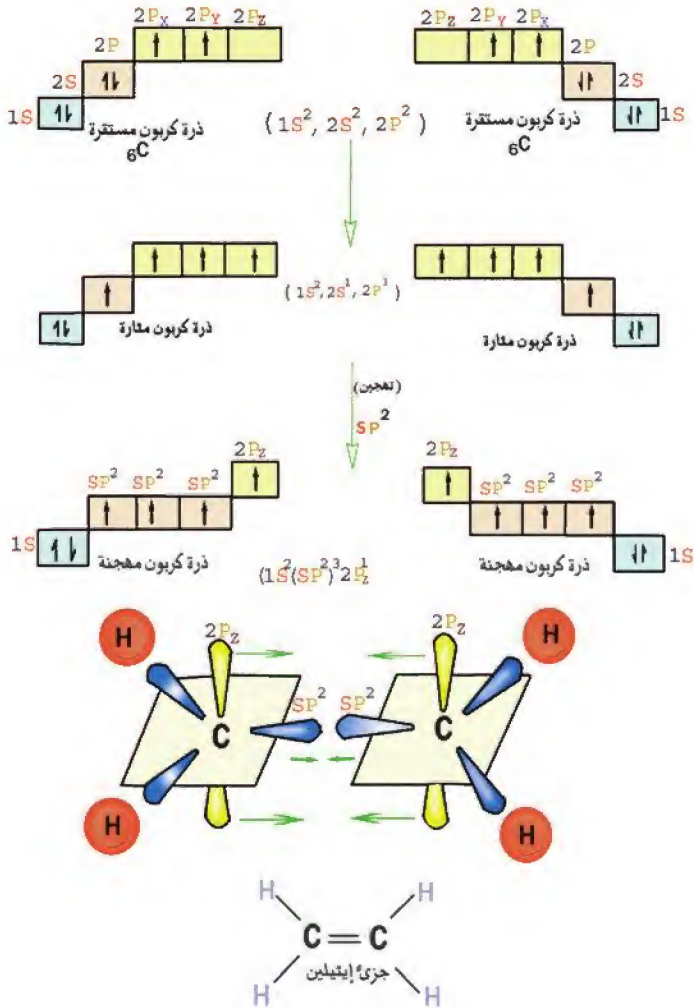
ويمكن توضيح تهجين ( $sp^3$ ) أيضاً في مثال آخر،

وهو تهجين ذرة الكربون في جزئ الإيثيلين  $C_2H_4$  حيث تتجهن كل ذرة كربون بطريقة ( $sp^2$ ) ثم يتكون الجزيئ كما يلي في شكل (٢-٩). ويتضح أيضاً في ذلك الشكل أنه بعد حدوث عملية الإشارة في ذرتي الكربون يحدث تهجين بين أوربيتالين المستوى الفرعي ( $2p$ ) مع الأوربيتال ( $2s$ ) وينتج من هذه الأوربيتالات الثلاثة ثلاثة أوربيتالات مهجنة كلا منها يسمى ( $sp^2$ ). وتتلأ في قوى التناهر بينها تبعد عن بعضها بقدر الإمكان في الفراغ فتكون الزوايا بينهما  $120^\circ$ .

ويتضح أن هناك أحد الأوربيتالات ( $2p_z$ ) لم يدخل في عملية التهجين. ويكون عمودياً على المستوى الذي يمر بالثلاثة أوربيتالات ( $sp^2$ ) وبعد حدوث عملية التهجين في ذرتي الكربون يحدث نوعان من التداخل بين الأوربيتالات هما:

أ - تداخل بين الأوربيتالين ( $sp^2$ ) لكل ذرة كربون مع الأوربيتال ( $1s$ ) لذرتي هيدروجين لتكوين الرابطتين (C - H) وتداخل آخر بين الأوربيتال ( $sp^2$ ) الثالث لذرة كربون مع الأوربيتال ( $sp^2$ ) لذرة الكربون الثانية لتكوين الرابطة (C - C). ويسمى هذا النوع من الروابط تبعاً لنظرية الأوربيتالات الجزيئية بروابط سيجمما.

ب - تداخل بين الأوربيتالين ( $2p_z$ ) لذرتي كربون لتكوين رابطة أخرى تسمى رابطة باي بين ذرتي الكربون.



شكل (٩-٢)

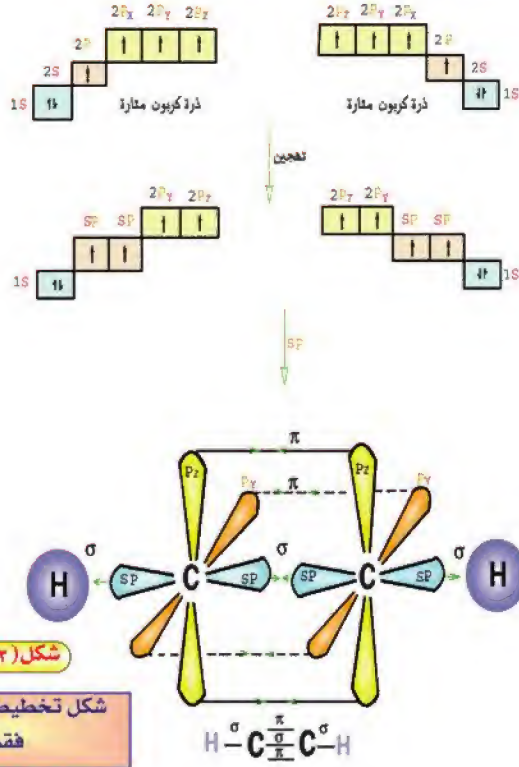
شكل تخطيطي للإيضاح فقط

الرابطة سيجما ( $\sigma$ ) Sigma Bond

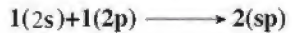
وتنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية مع بعضها بالرأس أن يكون الأوربيتالان المتداخلان على خط واحد Colinear Overlap. مثال ذلك تداخل الأوربيتال المهجن ( $sp^2$ ) في ذرة الكربون مع الأوربيتال ( $1s$ ) لذرة الهيدروجين، كذلك تداخل الأوربيتال ( $sp^3$ ) لذرة كربون بالرأس معاً لأوربيتال ( $sp^3$ ) لذرة الكربون الأخرى في جزئ الإيثيلين ويتضح ذلك في شكل (٢-٩)

الرابطة باي ( $\pi$ ) pi-Bond

وتنشأ من تداخل أوربيتالين ذريين جنباً إلى جنب، أى يكون الأوربيتالان المتداخلان متوازيان Collateral Overlap مثال ذلك تداخل الأوربيتال ( $2p_z$ ) بالجنب مع الأوربيتال ( $2p_z$ ) لذرة كربون أخرى كما في جزئ الإيثيلين. وفي جزئ الاستيلين  $C_2H_2$  ترتبط ذرتا الكربون ببعضهما برابطة سيجما واحدة ورابطتين باي ويتضح ذلك من شكل (٢-٩).



يتضح من شكل (١٠-٣) أنه بعد حدوث عملية الإثارة في ذرتي الكربون، يحدث تهجين بين أوربيتال واحد ( $2p_x$ ) من أوربيتالات المستوى الفرعي ( $2p$ ) مع الأوربيتال ( $2s$ ) وينتج من تهجين هذين الأوربيتالين أوربيتالين مهجنان كل منهما يسمى ( $sp$ ).



ولتلافى قوى التنافر بين الأوربيتالين المهجنين فإنهما يبتعدان عن بعضهما بقدر الإمكان فتكون الزوايا بينهما  $180^\circ$ . ويلاحظ أنه ما زال أوربيتالان في كل ذرة كربون لم يدخل في عملية التهجين ( $2p_z - 2p_y$ ) ثم يحدث التداخل بين الأوربيتالات الذرية لكل من الذرتين لتكوين الروابط الآتية:

أ - روابط سيجما : وتنتج من التداخل بالرأس بين الأوربيتال (sp) لذرة الكربون مع الأوربيتال (sp) للذرة الأخرى. كذلك تنتج من تداخل الأوربيتال (sp) لذرة الكربون مع الأوربيتال (1s) لذرة الهيدروجين.

ب - روابط باي: وتنتج من التداخل بالجانب بين الأوربيتالين ( $2p_y$ ) المتوازيين وبين الأوربيتالين ( $2p_z$ ) المتوازيين لذرتي الكربون.

### أشكال الجزيئات تبعا لنظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR

تختلف أشكال الجزيئات تبعا لعدد أزواج الإلكترونات (الحررة والمرتبطة) التي تتواجد في أوربيتالات الذرة المركزية للجزء، وتتوزع في الفراغ حول الذرة المركزية للجزء، بحيث يكون التنافر بينها أقل ما يمكن، لتكوين الشكل الأكثر ثباتا للجزء، وهو ما نصت عليه نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ.



ويوضح الجدول الآتي أشكال لبعض الجزيئات حسب نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ:

أزواج الإلكترونات			ترتيب أزواج الإلكترونات	شكل الجزء الفراغي	أمثلة الجزيئات
المجملة	المربطة	الحرّة			
2	2	0	خطي	خطي $AX_2$	$BeF_2$ $F-Be-F$
3	3	0	مثلث مستوي	مثلث مستوي $AX_3$	$BF_3$ $F-B-F$
	2	1		زاوي $AX_2E$	$SO_2$
4	4	0	رباعي الأوجه	رباعي الأوجه $AX_4$	$CH_4$
	3	1		هرم ثلاثي القاعدة $AX_3E$	$NH_3$
	2	2		زاوي $AX_2E_2$	$H_2O$

شكل (١١-٣)

A يمثل الذرة المركزية ● X يمثل الذرات المرتبطة بالذرة المركزية ●

E يمثل أزواج الإلكترونات الحرة

وتتحكم أزواج الإلكترونات الحرة في تحديد قيم الزوايا بين الروابط في الجزيء، لأن زوج الإلكترونات الحرة يكون مرتبطاً من جهة بنواة الذرة المركزية، ويكون منتشرًا فراغياً من الجهة الأخرى.

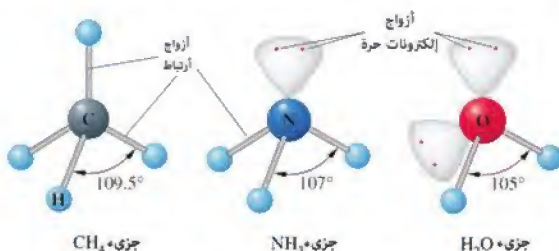
أما زوج الارتباط فيكون مرتبطاً من جهتيه بنواتي الذرتين المرتبطتين.

## نظرية تناافر أزواج الإلكترونات التكافؤ VSEPR

تؤدي الزيادة في عدد أزواج الإلكترونات الحرة في الذرة المركزية للجزيء إلى زيادة قوى التناافر بينها، ويكون ذلك على حساب نقص مقدار الزوايا بين الروابط التساهمية في الجزيء وبشكل عام يكون التناافر بين:

(زوج حر، زوج حر) < (زوج حر، زوج ارتباط) < (زوج ارتباط، زوج ارتباط)

كيف يمكنك تفسير صغر قيم الزوايا بين الروابط التساهمية في الماء عن الأمونيا عن الميثان في ضوء ما سبق؟



تتحكم أزواج الإلكترونات الحرة في تحديد قيم الزوايا بين الروابط في الجزيئات التساهمية.

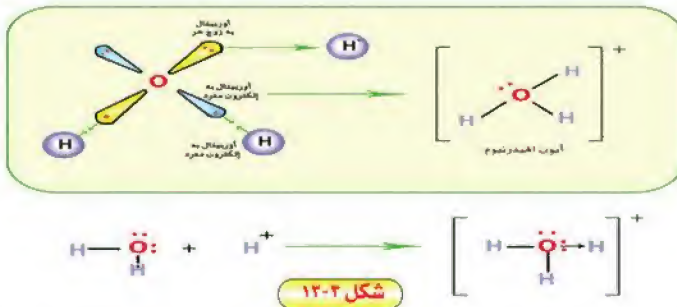
شكل (١٢-٣)

## ٢- نظرية الأوربيتالات الجزيئية Molecular Orbital Theory

في حين أن نظرية رابطة التكافؤ قد اعتبرت أن الجزيء مجرد ذرتين أو أكثر حدث تداخل بين بعض أوربيتالاتهما الذرية لتكوين الروابط التساهمية بين هذه الذرات. وتبقى بقية الأوربيتالات الذرية التي لم تشارك في تكوين الروابط بحالاتها كما هي في الذرة المفردة، فإن نظرية الأوربيتالات الجزيئية قد اعتبرت الجزيء كوحدة واحدة، أو ذرة كبيرة متعددة الأنوية يحدث فيها تداخل بين جميع الأوربيتالات الذرية لتكوين أوربيتالات جزيئية كما يرمز للأوربيتالات الذرية بالرمز  $d, p, s$  .. إلخ ويرمز أيضا للأوربيتالات الجزيئية بالرمز  $\sigma$  (باي)،  $\pi$  (دلتا  $\delta$ ) .. إلخ.

٢ - الرابطة التناسقية، Coordinate Bond

تعتبر الرابطة التناسقية نوعاً خاصاً من الرابطة التساهمية، ولا يختلف زوج الإلكترونات المكون لأي من الرابطتين إلا من حيث المنشأ. فبينما يتكون زوج الإلكترونات المكون للرابطة التساهمية من مساهمة كل ذرة من الذرتين المرتبطتين بالإلكترون واحد. نجد أن زوج الإلكترونات المكون للرابطة التناسقية هو زوج من الإلكترونات الحرة Lone Pair أي يشغل أوربيتالاً واحداً موجوداً في إحدى الذرتين وتسمى الذرة المانحة Donner ويمنح هذا الزوج الإلكتروني الحر إلى ذرة أخرى بها أوربيتال فارغ أي يلزمها هذا الزوج الإلكتروني لتصل إلى التركيب الإلكتروني الثابت وتسمى هذه الذرة بالذرة المستقبلة Acceptor. مثال ذلك أيون الهيدرونيوم  $[H_3O]^+$  الذي يتكون عند إذابة الأحماض في الماء، حيث يرتبط أيون الهيدروجين الموجب مع جزئ الماء المتعادل شكل (٢-١٣).



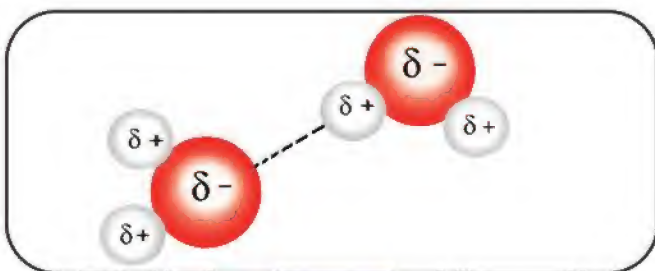
وتتكون الرابطة التناسقية أيضاً عندما يستقطب البروتون  $[H^+]$  زوج الإلكترونات الحر من ذرة النيتروجين في جزئ النشادر المتعادل ليتكون أيون الأمونيوم  $[NH_4]^+$ .

### ١ - الرابطة الهيدروجينية: Hydrogen Bond

من المعروف أن الماء يغلي عند  $100^{\circ}\text{C}$  وتعتبر هذه الدرجة مرتفعة جدا بالنسبة لمركب مثل الماء كتلته المولية  $18 \text{ g/mol}$  فقط. إذا قارنا هذه الدرجة بدرجة غليان مركب مثل غاز كبريتيد الهيدروجين وكتلته المولية  $34 \text{ g/mol}$  ويغلي عند  $-61^{\circ}\text{C}$ ، فالفروض أن تكون درجة غليان الماء أقل من ذلك، حيث إن الأكسجين يسبق الكبريت في المجموعة السادسة.

ويرجع شذوذ درجة غليان الماء إلى أن ذرة الأكسجين تتميز بأن سالبيتها الكهربائية عالية (3.5) بينما السالبية الكهربائية لذرة الهيدروجين (2.1). ونتيجة لهذا الفرق في السالبية الكهربائية يكون جزئ الماء قطبيا تحمل ذرة الأكسجين فيه شحنة سالبة جزئية، بينما تحمل ذرتا الهيدروجين شحنة موجبة جزئية. ونتيجة لاختلاف الشحنة على ذرة الأكسجين وذرتي الهيدروجين في جزئ الماء تتجاذب الجزيئات مع بعضها عن طريق ما يسمى بالرابطة الهيدروجينية أو القنطرة الهيدروجينية حسب التعبير الحديث. أي تصبح ذرة الهيدروجين كقنطرة أو جسر يصل بين ذرتي أكسجين لهما سالبية كهربائية عالية، فتتقرب الجزيئات من بعضها البعض بدرجة يمكن معها اعتبار ذرة الهيدروجين كرابطة تربط الجزيئات معا شكل (١٤-٢).

الرابطة الهيدروجينية: رابطة تنشأ بين ذرة هيدروجين مرتبطة في رابطة قطبية (مثل (F-H), (O-H), (N-H) مع زوج من الإلكترونات الحرة لذرة أخرى مرتبطة سالبيتها الكهربائية مرتفعة (مثل N, O, F).



شكل (١٤-٢)

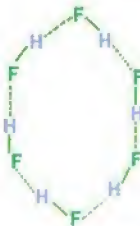


ويعزى ارتفاع درجة غليان الماء إلى أن الطاقة الحرارية تستغل في تكسير الروابط الهيدروجينية. ورغم التأثير الواضح للرابطة الهيدروجينية على الخواص إلا أن قوة هذه الرابطة أقل كثيرا من قوة الروابط الكيميائية العادية. ويوضح الجدول التالي الفرق بين الرابطة التساهمية والرابطة الهيدروجينية.

قوة الرابطة	طول الرابطة	الرابطة التساهمية الرابطة الهيدروجينية
418 KJ/mol	1Å	
21 KJ/mol	3Å	

يلاحظ أن الرابطة الهيدروجينية أضعف كثيرا وأكثر طولاً من الرابطة التساهمية. وتزداد قوة الرابطة الهيدروجينية عندما تقع الرابطة الهيدروجينية على استقامة واحدة مع الرابطة التساهمية القطبية، كما في حالتى جزيئات الماء  $H_2O$  و هالوريد الهيدروجين HF وعندما يزداد الفرق في السالبية الكهربائية بين الهيدروجين والذرة الأخرى المرتبط بها بالرابطة القطبية.

وتأخذ المركبات ذات الروابط الهيدروجينية أشكالا متعددة فقد تكون الجزيئات على شكل سلسلة مستقيمة أو حلقة مغلقة أو شبكة مفتوحة شكل (٢-١٥) وهي مركبات قطبية تذوب في المذيبات القطبية مثل الماء.

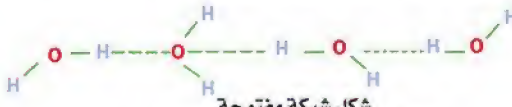


شكل حلقي مغلق



(شكل سلسلة مستقيمة)

(الروابط الهيدروجينية بين جزيئات هالوريد الهيدروجين)



شكل شبكة مفتوحة

(الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء)

(شكل (٢-١٥))



## ٢ - الرابطة الفلزية Metallic Bond

لكل فلز شبكة بلورية لها شكل معين. تترتب في هذه الشبكة أيونات الفلز الموجبة، أما إلكترونات مستوى الطاقة الخارجى لكل ذرة فتتجمع معا مكونة سحابة إلكترونية حرة الحركة تربط هذا التجمع الكبير من الأيونات الفلزية الموجبة. أى أن الرابطة الفلزية تنتج من سحابة إلكترونات التكافؤ الحرة التى تقلل من قوى التنافر بين أيونات الفلز الموجبة فى الشبكة، ويعزى التوصيل الحرارى والكهربى فى الفلزات إلى إلكترونات التكافؤ الحرة.

ويلعب عدد إلكترونات التكافؤ فى ذرة الفلز دورا مهما فى قوة الرابطة الفلزية. فكلما زاد عدد إلكترونات التكافؤ فى ذرة الفلز، كلما أصبحت الذرات فى البلورة أكثر تماسكا، وبالتالي يصبح الفلز أكثر صلابة وتكون درجات انصهاره عالية.

ويتضح ذلك عند مقارنة هذه الخواص لفلزات الصوديوم والمغنسيوم والألومنيوم من عناصر الدورة الثالثة

الفلز	عدد الإلكترونات المستوى الأخير	الصلابة (على مقياس موهس)	درجة الانصهار
صوديوم	1	0.5 لين	98°C
مغنسيوم	2	2.5 طرى	650°C
ألومنيوم	3	2.75 صلب	660°C

### تعميق المعرفة



لتعميق معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة  
ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل:

### التقويم

#### السؤال الأول :

ما المقصود بكل مما يأتي :

- ١- التفاعل الكيميائي
- ٢- الرابطة الأيونية
- ٣- الرابطة التساهمية.
- ٤- الرابطة التناسقية.
- ٥- الرابطة الهيدروجينية.

#### السؤال الثاني :

اختر الإجابة الصحيحة مما يأتي :

- ١- العناصر  $^{10}_{10}A$ ،  $^{11}_{11}B$ ،  $^{10}_{10}C$  لها الأعداد الذرية المبينة فهل،
  - أ - يتحد B مع C
  - ب - يتحد A مع B
  - ج - يتحد B مع نفسه
  - د - يتحد C مع A
- ٢- عنصر عدده الذري (9) وعندما ترتبط ذرتان منه فإن الرابطة في الجزء الناتج تكون،
  - أ- فلزية
  - ب- تناسقية
  - ج- أيونية
  - د- تساهمية.
- ٣- الرابطة في جزيء فلوريد الهيدروجين رابطة تساهمية قطبية لأن الذرتين مختلفتين في،
  - أ - موقعهما في الجدول الدوري
  - ب - الميل الإلكتروني
  - ج - السالبية الكهربائية
  - د - جهد التأين
- ٤- الأوربيبتالات المهجنة  $sp$  لها الخصائص التالية،
  - أ - عددها ثلاثة
  - ب - خطية الاتجاه
  - ج - عددها اثنان
  - د - (ب، ج) صحيحة.

٥ - فى جزئى الأستيلين فلاحظ أن:

- أ - الرابطة بين ذرتى الكربون ثنائية واحدة سيجمما والثانية باى.
- ب - الرابطة بين ذرتى الكربون ثلاثية واحدة سيجمما واشنتان باى.
- ج - تستخدم كل ذرة كربون مجموعة من هجين (sp)
- د - (ب، ج) صحيحة.

٦ - الأوربييتال ( $sp^3$ ) المهجن نتج من تداخل:

- أ - أوربييتال s مع أوربييتالين p
- ب - أوربييتالين s مع أوربييتالين p
- ج - أوربييتال s مع ثلاثة أوربييتالات p
- د - أوربييتال s مع أوربييتال p

٧ - عند اتحاد ذرتين من الأكسجين لتكوين جزئ منه فإن:

- أ - كل ذرة تشارك بإلكترون واحد لتكوين رابطة تساهمية واحدة.
- ب - تمنج إحدى الذرتين زوج من الإلكترونات للذرة الثانية.
- ج - تشارك كل ذرة بزوج من الإلكترونات.
- د - تكون الذرتان رابطة تساهمية قطبية.

### السؤال الثالث:

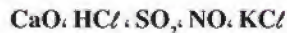
علل لما يأتى:

- ١ - بالرغم من أن الكبريت يقع تحت الأكسجين مباشرة فى المجموعة السادسة فى جدول ترتيب العناصر إلا أن مركباتهما مع الهيدروجين مختلفة فالأول يغلى عند  $100^\circ C$  بينما يغلى كبريتيد الهيدروجين عند  $-61^\circ C$ .
- ٢ - أيون الفلوريد السالب وأيون الصوديوم الموجب لهما نفس العدد من الإلكترونات.
- ٣ - تكوين رابطة تناسقية فى أيون الأمونيوم.
- ٤ - جزئ  $CO_2$  غير قطبي، بالرغم من أنه يتضمن رابطتين قطبيتين.
- ٥ - مقدار الزاوية بين الروابط فى جزئ النشادر أقل مما فى جزئ الميثان.

### السؤال الرابع:

أجب عما يلي:

أ - ما نوع الرابطة الكيميائية في المركبات التالية



ب - رتب الروابط التالية حسب الزيادة في قطبيتها،



### السؤال الخامس:

اكتب المفهوم العلمي لكل من العبارات التالية:

- ١ - رابطة تنشأ من تداخل أوربيتالين ذريين جنباً إلى جنب.
- ٢ - رابطة تتكون عندما تقع ذرة الهيدروجين بين ذرتين لهما سالبية كهربية عالية.
- ٣ - أيون يتكون عند ارتباط أيون الهيدروجين الموجب بجزئ الماء.
- ٤ - رابطة تحدث بين عنصرين فرق السالبية الكهربية بينهما صفر.

### السؤال السادس:

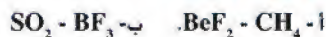
وضح بالرسم التخطيطي بطريقة لويس النقطية، كيفية ارتباط

١ - الصوديوم مع الكلور، لتكوين وحدة الصيغة  $\text{NaCl}$

٢ - النيتروجين مع الهيدروجين لتكوين جزئ  $\text{NH}_3$

### السؤال السابع:

قارن بين كل زوجين مما يأتي من حيث شكل الجزيء الفراغي وعدد أزواج الإلكترونات الحرة والمرتبطة.



**السؤال الثامن :**



أعد رسم تركيب جزئ الهيدرازين  $\text{N}_2\text{H}_4$

المقابل موضحاً عليه التوزيع النقطى لأزواج الإلكترونات (الحرّة والمرتبطة).

**السؤال التاسع :**

حدد الشكل الفراغى للجزء الذى يحتوى على ذرتين مرتبطتين بالذرة المركزية، وزوج واحد حر مع كتابة الاختصار المعبر عنه.

**السؤال العاشر :**

استنتج عدد كل من الذرات المرتبطة بالذرة المركزية والأزواج الحرّة وكذلك ترتيب أزواج

الإلكترونات للجزء الذى له الاختصار  $\text{AX}_2\text{E}$



## الباب الرابع

العناصر الممثلة في  
بعض المجموعات  
المنتظمة في  
الجدول الدوري

### الأهداف

فى نهاية دراسة الطالب لباب العناصر المثلثة فى بعض المجموعات المنتظمة فى

الجدول الدورى ينبغى أن يكون قادرا على أن:

- يتعرف عناصر المجموعة الأولى (فلزات الألقاء) وتركيبها الإلكتروني.
- يتعرف الخواص العامة لعناصر المجموعة الأولى.
- يستنتج طريقة استخلاص فلزات الألقاء من خاماتها.
- يتعرف خواص هيدروكسيد الصوديوم.
- يجرى بعض التجارب العملية للكشف عن بعض الشقوق القاعدية.
- يتعرف طريقة تحضير كربونات الصوديوم فى المعمل والصناعة.
- يتعرف عناصر المجموعة الخامسة وتركيبها الإلكتروني.
- يحدد الأعداد التأكسدية للنيتروجين فى مركبات مختلفة.
- يتعرف طرق تحضير النيتروجين فى المعمل وخواصه الطبيعية والكيميائية.
- يتعرف طريقة تحضير غاز الأمونيا (النشادر) فى المعمل والصناعة.
- يجرى تجربة للكشف عن غاز الأمونيا (النشادر).
- يقارن بين أنواع مختلفة من الأسمدة النيتروجينية (الأزوتية).
- يتعرف طريقة تحضير حمض النيتريك فى المعمل.
- يتعرف خواص حمض النيتريك.
- يميز بطريقة عملية بين أملاح النترات وأملاح النيتريت.
- يتعرف الأهمية الاقتصادية لعناصر المجموعة الخامسة.
- يراعى قواعد الأمن والسلامة فى المعمل.
- يقدر جهود العلماء فى خدمة وتقدم الإنسانية.

### العناصر الممثلة في بعض المجموعات المنتظمة

The representative elements of some regular groups

وجدنا من خلال دراستنا للجدول الدوري أن من أهم أهداف دراسة هذا الجدول هو تصنيف العناصر لتسهيل دراستها بشكل منظم، وستناول هنا دراسة العناصر الممثلة في بعض المجموعات المنتظمة، تعني كلمة مجموعة منتظمة أن عناصرها تظهر تدرجا منتظماً لا نجده في العناصر الانتقالية، وسنقدم في هذا الباب دراسة أكثر تفصيلاً لكيمياء هذه العناصر وتأثير العوامل التي سبقت دراستها في الجدول الدوري مثل نصف قطر الذرة وجهد التأين والسالبية الكهربية على الخواص الكيميائية والفيزيائية لهذه العناصر.

#### أولاً: عناصر الفئة (s)

مثال : عناصر المجموعة الأولى (الأقلء) Alkali metals

تعرف عناصر هذه المجموعة بالفلزات القلوية (الأقلء) وقد أطلق علماء المسلمين اسم «القلي» على مركبات الصوديوم والبوتاسيوم، ثم نقل الأوروبيون هذه التسمية لتصبح alkali وتوسعت هذه التسمية لتشمل جميع عناصر المجموعة الأولى.

العنصر	رمزه وعدده الذري	توزيع الإلكترونات حسب مبدأ البناء التصاعدي
الليثيوم	${}^3\text{Li}$	$1s^2, 2s^1$
الصوديوم	${}^{11}\text{Na}$	$[\text{Ne}], 3s^1$
البوتاسيوم	${}^{19}\text{K}$	$[\text{Ar}], 4s^1$
الروبيديوم	${}^{37}\text{Rb}$	$[\text{Kr}], 5s^1$
السيوم	${}^{55}\text{Cs}$	$[\text{Xe}], 6s^1$
الفرانسيوم	${}^{87}\text{Fr}$	$[\text{Rn}], 7s^1$

وجود عناصر الأقلء في الطبيعة :

يلاحظ أن الصوديوم والبوتاسيوم من العناصر المتوفرة في القشرة الأرضية فهما يحتلان الترتيب السادس والسابع من حيث انتشار العناصر في القشرة الأرضية، وأهم خامات الصوديوم هو الملح الصخري ( $\text{NaCl}$ ) كما أن أهم خامات البوتاسيوم هو كلوريد البوتاسيوم الذي يوجد

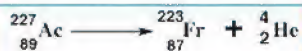
## الباب الرابع : العناصر الممثلة فى بعض المجموعات المنتظمة

فى ماء البحر وكذلك فى راسب الكارناليت ( $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) Caranallite. أما باقى فلزات المجموعة فإنها نادرة الوجود، وعنصر الفرانسيوم عنصر مشع لم يكتشف إلا سنة 1946 كناتج لانحلال عنصر الأكتينيوم.

### تعميق المعرفة



لتعميق معرفتك فى هذا الموضوع يمكنك الاستعانة  
ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل:



وحيث أن مقدار العنصر المتكون من التفاعل السابق كان ضئيلاً جداً فإن كل ما نعرفه عن هذا العنصر هو عدده الذرى ووزنه الذرى التقريبى وأن صفاته تشبه صفات السيزيوم كما أنه عنصر مشع تبلغ فترة عمر النصف له عشرون دقيقة فقط.

### الخواص العامة لعناصر المجموعة الأولى (فلزات الألقاء)

- ١- تتميز كل عناصر المجموعة بوجود إلكترون واحد مفرد فى المستوى الأخير ويترتب على وجود هذا الإلكترون فى مستوى الطاقة الأخير ( $ns^1$ ) ما يلى:
  - أ - يقع كل عنصر من عناصر هذه المجموعة فى بداية دورة جديدة فى الجدول الدورى .
  - ب - عدد تأكسدها جميعاً (+1).
  - ج - تتميز بالنشاط الكيميائى الكبير لسهولة فقد إلكترون التكافؤ، لذا فإن قيم جهد تأينها الأول تعتبر أقل من قيم جهد تأين جميع العناصر المعروفة، أما جهد التأين الثانى فهو كبير جداً وذلك لأنه يتسبب فى كسر مستوى طاقة مكتمل (كسر نظام إلكترونى مستقر).
  - د - معظم مركباتها أيونية، وأيون كل عنصر منها يشبه تركيب الغاز النبيل الذى يسبقه.
  - هـ - عوامل مختزلة قوية جداً.
  - و - تتميز فلزات المجموعة الأولى بضعف قوة تماسك ذراتها ولهذا فهى أكثر الفلزات ليونة وأقلها فى درجات الانصهار والغليان، حيث إن عدد إلكترونات المستوى الخارجى فى ذرة الفلز هو أحد العوامل التى تحدد قوة الرابط الفلزية.
- ٢- ذرات عناصر هذه المجموعة تعتبر أكبر الذرات المعروفة حجماً حيث تعتبر ذرة كل عنصر منها أكبر الذرات حجماً فى الدورة الخاصة به. ويزيد الحجم الذرى فى المجموعة بزيادة العدد الذرى ويترتب على زيادة الحجم الذرى ما يلى:



أ - زيادة نصف قطر الذرة يقلل ارتباط إلكترون التكافؤ بنوات الذرة ويجعل فقده سهلاً ، لهذا تعتبر هذه الفلزات أعلى الفلزات المعروفة إيجابية كهربية Electropositivity ، وكذلك النشاط الكيميائي .

ب - تستغل ظاهرة كبر أحجام ذراتها وصغر جهد تأينها في استخدامها في الخلايا الكهروضوئية، كما في البوتاسيوم والسيزيوم حيث أن تعرض هذه المواد للضوء يؤدي إلى تحرير إلكترونات من سطح الفلز وهو ما يعرف بالظاهرة الكهروضوئية .

ج - تتميز بقلّة كثافتها .

د - السالبية الكهربائية لهذه الفلزات صغيرة جداً إذا ما قورنت بالعناصر الأخرى لذا عند اتحادها مع العناصر اللافلزية تكون روابط أيونية قوية .

٣- عند إثارة إلكترونات ذرات هذه العناصر إلى مستويات طاقة أعلى فإنها تعطي الألوان كما بالجدول التالي،

اللون	العنصر
قرمزي	الليثيوم
أصفر ذهبي	الصوديوم
بنفسجي فاتح	البوتاسيوم
أزرق بنفسجي	السيزيوم



السيزيوم



البوتاسيوم



الصوديوم



الليثيوم

كشف اللهب لفلزات المجموعة 1A (١-٤) شكل

ويستخدم ذلك في الكشف الإيجابي (كشف اللهب) عن هذه العناصر في مركباتها بالطريقة التالية: يغمس سلك البلاتين في حمض الهيدروكلوريك المركز لتنظيفه ثم يغمس بعد ذلك في الملح المجهول ويعرض للهب بنزّن غير المضئ فيكتسب اللهب اللون المميز لكاتيون العنصر .



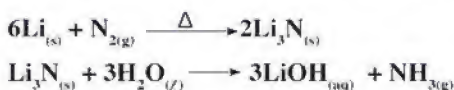
## الباب الرابع : العناصر الممثلة فى بعض المجموعات المنتظمة

٤- نظرا للنشاط الكبير لعناصر هذه المجموعة فهي تحفظ مغمورة فى الهيدروكربونات السائلة مثل الكيروسين بعيدا عن الهواء والرطوبة .

٥- تأثير الهواء الجوى على فلزات الألقلاء :

عناصر هذه المجموعة نشطة كيميائيا وتتصدأ فى الهواء بسهولة وتفقد بريقها الفلزي اللامع نتيجة تكوين الأكاسيد .

ووجد أن الليثيوم يتحد مع نيتروجين الهواء مكونا نيتريد الليثيوم الذى يتفاعل مع الماء معطيا النشادر .



شكل (٤-١)

تفاعل الصوديوم مع الماء

٦- تفاعل فلزات الألقلاء مع الماء :

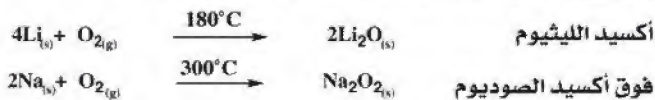
تعتبر فلزات هذه المجموعة أنشط الفلزات المعروفة وتحتل قمة السلسلة الكهروكيميائية لذا فهي تحل محل هيدروجين الماء ويكون التفاعل مصحوبا بانطلاق طاقة كبيرة تؤدى إلى اشتعال الهيدروجين المتصاعد ويزداد التفاعل عنفا من الليثيوم إلى السيزيوم .



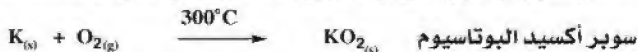
علل : عدم إطفاء حرائق الصوديوم بالماء .

٧- تفاعل فلزات الألقلاء مع الأكسجين :

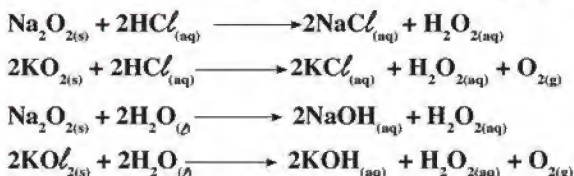
يتضح تدرج نشاط عناصر المجموعة الأولى عند تفاعلها مع الأكسجين فعند إحراق هذه الفلزات ينتج ثلاثة أنواع من الأكاسيد فالليثيوم يعطى الأكسيد العادى الذى تكون فيه حالة تأكسد الأكسجين (-2) ويعطى الصوديوم فوق أكسيد الصوديوم  $\text{Na}_2\text{O}_2$  الذى يتميز بوجود أيون فوق الأكسيد  $\text{O}_2^{2-}$  وعدد تأكسد الأكسجين فيه (-1)



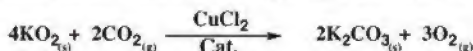
أما البوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم فتعطى سوپر أكسيد وعدد تأكسد الأكسجين فيه  $(-\frac{1}{2})$



وتعمل مركبات فوق الأكسيد والسوبر أكسيد كموامل مؤكسدة قوية، حيث تتفاعل مع الماء والأحماض وتعطي فوق أكسيد الهيدروجين وأكسجين



ويتفاعل سوبر أكسيد البوتاسيوم مع ثاني أكسيد الكربون معطيا الأكسجين



ويستفاد من هذا التفاعل في استبدال ثاني أكسيد الكربون بالأكسجين في الأجواء المغلقة مثل الغواصات والطائرات التي تحلق على ارتفاعات عالية جداً وذلك بإمرار هواء الزفير المحتوي على نسبة مرتفعة من ثاني أكسيد الكربون على مرشحات تحتوي على سوبر أكسيد البوتاسيوم والعامل الحفاز.

ويمكن تحضير أكاسيد هذه العناصر بإذابة الفلز في غاز النشادر المسال ثم إضافة الكمية المحسوبة من الأكسجين.

والأكسيد المثالي لهذه العناصر هو  $\text{X}_2\text{O}$  حيث (X) رمز العنصر وهو عبارة عن أكسيد قاعدي قوى يتفاعل مع الماء منتجا أقوى القلويات المعروفة فيما عدا  $\text{Li}_2\text{O}$

#### ٨- تفاعل فلزات الألقلاء مع الأحماض:

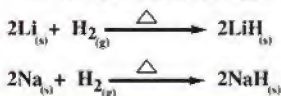
تحل هذه الفلزات محل هيدروجين الأحماض ويكون التفاعل عنيفاً



#### ٩- تفاعل فلزات الألقلاء مع الهيدروجين:

تتفاعل فلزات الألقلاء مع الهيدروجين وتكون الهيدريدات

والهيدريدات مركبات أيونية يكون عدد تأكسد أيون الهيدروجين فيها (-1)



## الباب الرابع : العناصر الممثلة فى بعض المجموعات المنتظمة

والهيدريدات مواد مختزلة ، تتفاعل مع الماء وينطلق غاز الهيدروجين



١٠- تفاعل فلزات الألقلاء مع الهالوجينات :

تتفاعل فلزات الألقلاء مع الهالوجينات بشدة ويكون التفاعل مصحوبا بانفجار وتكون هاليدات أيونية شديدة الثبات .



١١- تفاعل فلزات الألقلاء مع اللافلزات الأخرى :

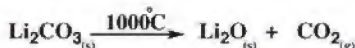
تتحد الفلزات القلوية الساخنة مباشرة مع الكبريت والفسفور



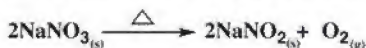
١٢- أثر الحرارة على الأملاح الأكسجينية للألقلاء :

تمتاز الأملاح الأكسجينية للألقلاء بأنها ثابتة حراريا .

(i) جميع كربونات الألقلاء لا تتحلل بالحرارة ما عدا كربونات الليثيوم التي تتحلل عند  $1000^\circ\text{C}$  .



(ب) تتحلل نترات الألقلاء انحلالا جزئيا إلى نيتريت الفلز والأكسجين

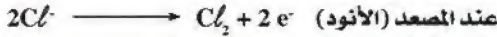
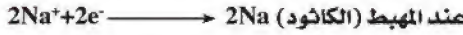


وعند انحلال نترات البوتاسيوم يحدث انفجار شديد ، لهذا تستخدم فى صناعة البارود فى حين أن نترات الصوديوم لا تصلح لهذه الصناعة لأنها ممتعة (تمتص بخار الماء من الهواء)

**استخلاص فلزات الألقلاء من خاماتها :**

تعتبر فلزات هذه المجموعة أقوى العوامل المختزلة المعروفة لأنها أكبر الفلزات قدرة على فقد إلكترونات التكافؤ لذا فإنها لا توجد فى الطبيعة على حالة انفراد وتوجد فى شكل مركبات أيونية مثل كلوريد الصوديوم  $\text{NaCl}$  .

والطريقة المتبعة في تحضير هذه الفلزات هي التحليل الكهربى بمصهور هاليداتھا في وجود بعض المواد الصهارة التي تخفض من درجات انصهار هذه الهاليدات .



### تعميق المعرفة



لنعميق معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل :

### أشهر مركبات الصوديوم

#### (١) هيدروكسيد الصوديوم NaOH

#### (أ) أهم خواصه :

- ١ - مركب صلب لونه أبيض متميع ، (يمتص بخار الماء من الهواء الجوى) .
- ٢ - له ملموس صابوني وتأثيره كاو على الجلد .
- ٣ - يذوب في الماء بسهولة مكوناً محلولاً قلويًا مع انبعاث طاقة حرارية نتيجة هذا الذوبان (ذوبان طارد للحرارة) .
- ٤ - يتفاعل مع الأحماض مكوناً ملح الصوديوم للحمض والماء .



#### (ب) أهم استخداماته :

- ١ - يدخل هيدروكسيد الصوديوم في كثير من الصناعات الهامة مثل :

- صناعة الصابون

- صناعة الحرير الصناعي

- صناعة الورق



## الباب الرابع : العناصر الممتلثة فى بعض المجموعات المنتظمة

٢- فى تنقية البترول من الشوائب الحامضية .

٢- الكشف عن الشقوق القاعدية (الكاتيونات) :

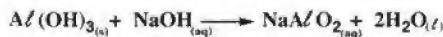
أ- الكشف عن كاتيون النحاس  $\text{Cu}^{2+}$  :

محلول الملح + محلول هيدروكسيد الصوديوم  $\longrightarrow$  راسب أزرق من هيدروكسيد النحاس (II) يسود بالتسخين .



ب- الكشف عن كاتيون الألومنيوم  $\text{Al}^{3+}$  :

محلول الملح + محلول هيدروكسيد الصوديوم - راسب أبيض من هيدروكسيد الألومنيوم يذوب فى وفرة من هيدروكسيد الصوديوم لتكون ميثا ألويمينات الصوديوم الذى يذوب فى الماء .

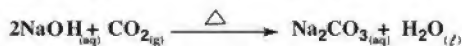


### ( ٢ ) كربونات الصوديوم $\text{Na}_2\text{CO}_3$

أ- التحضير :

١- فى العمل :

بإمرار غاز ثانى أكسيد الكربون فى محلول هيدروكسيد الصوديوم الساخن، ثم يترك المحلول ليبرد تدريجياً حيث تنفصل بلورات كربونات الصوديوم المائية.



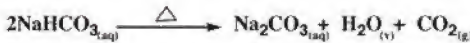
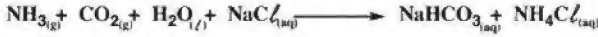
وتعرف كربونات الصوديوم المائية باسم صودا الغسيل  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ، لأنها تستخدم فى إزالة عسر الماء المستديم الناشئ عن وجود أملاح  $\text{Ca}^{2+}$ ،  $\text{Mg}^{2+}$  ذائبة فى الماء، حيث تتفاعل معهما مكونة كربونات كالسيوم وماغنسيوم اللتان لا تذوبان فى الماء، فيزول العسر.





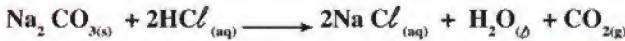
### ٢- في الصناعة (طريقة سولفاي) :

بإمرار غازي الأمونيا وثاني أكسيد الكربون في محلول مركز من كلوريد الصوديوم فينتج بيكربونات الصوديوم والتي يتم تسخينها لتتحول إلى كربونات الصوديوم وماء وثاني أكسيد الكربون



### ب - أهم خواصه :

- ١- مسحوق أبيض يذوب بسهولة في الماء ومحلوله قاعدي التأثير .
- ٢- لا يتأثر بالتسخين فهي تنصهر دون أن تتفكك .
- ٣- يتفاعل مع الأحماض ويتصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون .



### ج - أهم الاستخدامات :

- ١- صناعة الزجاج .
- ٢- صناعة الورق .
- ٣- صناعة النسيج .
- ٤- إزالة عسر الماء

### الدور الكيميائي الحيوي للصوديوم :

أيونات الصوديوم من أكثر الأيونات وجودا في بلازما الدم والمحاليل المحيطة بخلايا الجسم وهي تلعب دورا هاما في العمليات الحيوية، لأنها تكون الوسط اللازم لنقل المواد الغذائية كالجلوكوز والأحماض الأمينية.

ومن المصادر الطبيعية للصوديوم : الخضروات خاصة الكرفس واللبن ومنتجاته .

### الدور الكيميائي الحيوي للبوتاسيوم :

أيونات البوتاسيوم من أكثر الأيونات وجودا في الخلية. وهي تلعب دورا هاما في تخليق

## الباب الرابع : العناصر الممثلة فى بعض المجموعات المنتظمة

البروتينات التى تحكم التفاعل الكيميائى فى الخلية، كما يلعب البوتاسيوم دوراً هاماً فى عملية أكسدة الجلوكوز فى الخلية لإنتاج الطاقة اللازمة لنشاطها، ومن المصادر الطبيعية للبوتاسيوم، اللحوم واللبن والبيض والخضروات والحبوب.

### ثانياً: عناصر الفئة (P)

مثال : عناصر المجموعة الخامسة A (الخامسة عشر) :

تتكون المجموعة من خمسة عناصر هي :

العنصر	رمزه وعدده الذرى	توزيعه الإلكتروني حسب مبدأ البناء التصاعدي
النيتروجين	${}^7\text{N}$	$1s^2, 2s^2, 2p^3$
الفوسفور	${}^{15}\text{P}$	$[\text{Ne}], 3s^2, 3p^3$
الزرنيخ	${}^{33}\text{As}$	$[\text{Ar}], 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$
الأنتيمون	${}^{51}\text{Sb}$	$[\text{Kr}], 5s^2, 4d^{10}, 5p^3$
البيزموث	${}^{83}\text{Bi}$	$[\text{Xe}], 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^3$

وجودها فى الطبيعة :

ليست منتشرة فى الطبيعة باستثناء **النيتروجين** فهو يمثل  $\frac{4}{5}$  من حجم الهواء الجوى تقريباً.

**الفوسفور** : هو الأكثر انتشاراً فى القشرة الأرضية حيث يوجد على هيئة :

أ - فوسفات الكالسيوم الصخرى  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

ب - الأباتيت :  $\text{CaF}_2 - \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  وهو ملح مزدوج لفلوريد وفوسفات الكالسيوم.

**الزرنيخ** : يوجد على هيئة كبريتيد الزرنيخ  $\text{As}_2\text{S}_3$ .

**الأنتيمون** : يوجد على هيئة كبريتيد الأنتيمون  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ .

**البيزموث** : يوجد على هيئة كبريتيد البيزموث  $\text{Bi}_2\text{S}_3$ .

الخواص العامة لعناصر المجموعة الخامسة A (الخامسة عشر) :

١- يغلب الطابع اللا فلزى على خواص عناصر هذه المجموعة وتزداد الصفة الفلزية بزيادة العدد الذرى للعنصر.

- النيتروجين والفوسفور لا فلزات .

- الزرنيخ والأنتيمون أشباه فلزات .

- البيزموث عنصر فلزى ومع ذلك فقدركته على التوصيل الكهربى ضعيفة .

٢- أ- يحتوي جزئ النيتروجين على ذرتين .

ب- الفسفور والزرنيخ والأنتيمون في الحالة البخارية وعند درجة حرارة عالية تحتوي جزيئاتهم على أربع ذرات  $P_4$  ،  $As_4$  ،  $Sb_4$  .

ج- البزموت في درجة الحرارة العالية تتكون أبخرته من ذرتين  $Bi_2$  . وبذلك فهو يشذ عن معظم الفلزات التي تكون جزيئاتها أحادية الذرة في الحالة البخارية .

٢- تتميز عناصر هذه المجموعة بتعدد أعداد التأكسد في المركبات المختلفة فهي تتراوح بين (+5 و -3) حيث تكتسب ثلاثة إلكترونات عن طريق المشاركة أو تفقد خمسة إلكترونات ، ويوضح الجدول التالي أعداد التأكسد للنيتروجين في بعض مركباته .

المادة	الصيغة	أعداد التأكسد
النشادر	$NH_3$	-3
الهيدرازين	$(N_2H_4) : (NH_2-NH_2)$	-2
الهيدروكسيل أمين	$NH_2OH$	-1
النيتروجين	$N_2$	zero
أكسيد نيتروز	$N_2O$	+1
أكسيد نيتريك	$(N_2O_2) : NO$	+2
ثالث أكسيد نيتروجين	$N_2O_3$	+3
ثاني أكسيد نيتروجين	$(N_2O_4) : NO_2$	+4
خامس أكسيد نيتروجين	$N_2O_5$	+5

ويلاحظ أن أعداد التأكسد الموجبة تظهر في المركبات الأكسجينية لأن السالبية الكهربائية للأكسجين أعلى من النيتروجين .

٤- التأصل : هو وجود العنصر في عدة صور تختلف في خواصها الفيزيائية وتتفق في الخواص الكيميائية .

وترجع هذه الظاهرة إلى وجود العنصر في أكثر من شكل بلوري يختلف كل شكل عن الآخر في ترتيب الذرات وفي عددها ، وتتميز اللافلزات الصلبة بهذه الظاهرة .  
ويوضح الجدول التالي الصور التأصلية لبعض العناصر :

## الباب الرابع : العناصر الممثلة فى بعض المجموعات المنتظمة

العنصر	الصور التأصلية
الفوسفور	شمعى أبيض - أحمر - بنفسجى
الزرنيخ	أسود - رمادى - شمعى أصفر
الأنثيمون	أصفر - أسود

أما النيتروجين والبيزموث فلا يوجد بهما ظاهرة التأصل .

٥- مع الأكسجين :

تكون جميع عناصر هذه المجموعة أكاسيد بعضها حمضى مثل  $N_2O_5$  وبعضها متردد مثل  $Sb_2O_3$  والبعض يتصف بصفة قاعدية مثل  $Bi_2O_5$  وتزداد الصفة القاعدية بزيادة العدد الذرى وتقل الصفة الحمضية بزيادة العدد الذرى أيضا .

٦- مع الهيدروجين :

تكون معظم عناصر المجموعة مركبات مع الهيدروجين يكون عدد تأكسد العنصر فيها (3-) مثل النشادر  $NH_3$  والفوسفين  $PH_3$  والأرزين  $AsH_3$  ونظرا لأنه ما زال هناك زوج حر من الإلكترونات فى غلاف تكافؤ الذرة المركزية فى هذه المركبات فيمكنها أن تعطى هذا الزوج لذرات أو أيونات أخرى وتكون رابطة تناسقية .

ونلاحظ أن جزئ النشادر قاعدى أقوى من جزئ الفوسفين وتقل الصفة القطبية للمركبات الهيدروجينية لعناصر المجموعة بزيادة العدد الذرى وبذلك تقل قابليتها للذوبان فى الماء كما أنها غير ثابتة حراريا ويؤدى التسخين الهين إلى تفككها .

### أشهر عناصر المجموعة الخامسة A

#### النيتروجين $N_2$

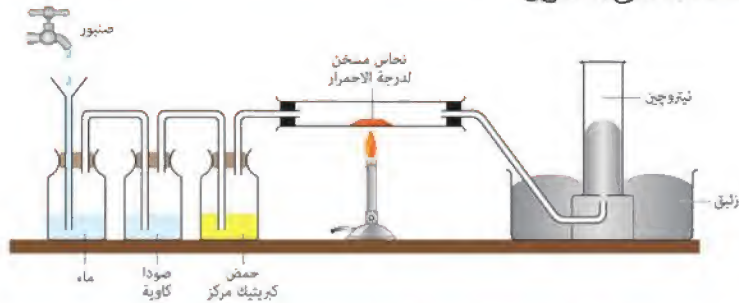
تحضير غاز النيتروجين فى المعمل

(١) الطريقة الرئيسية :

يحضر من الهواء الجوى شكل (٤-٢) بالتخلص من كل من غاز ثانى أكسيد الكربون وبخار الماء وغاز الأكسجين .

وهى نفس الخطوات المتبعة عند تحضير الغاز فى الصناعة على المستوى التجارى .





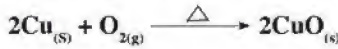
جهاز تحضير غاز النيتروجين في المعمل من الهواء الجوي شكل (٢-٤)

حيث يمرر الهواء على محلول هيدروكسيد الصوديوم للتخلص من غاز  $\text{CO}_2$ .



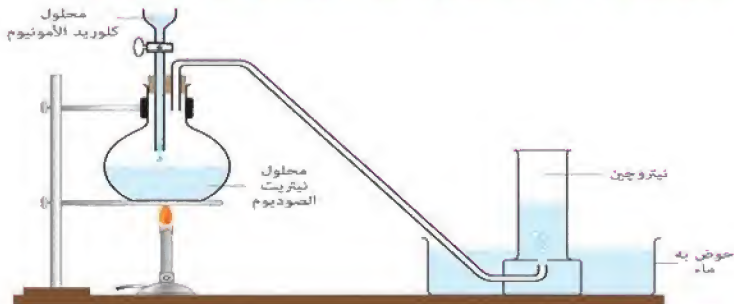
ثم يمرر على حمض الكبريتيك المركز لامتصاص بخار الماء.

ثم يمرر ما تبقى من الهواء على خراطة نحاس مسخنة لدرجة الاحمرار للتخلص من غاز  $\text{O}_2$



ويجمع غاز النيتروجين بإزاحة الماء لأسفل أو يجمع فوق الزئبق إذا أريد الحصول عليه جافاً.

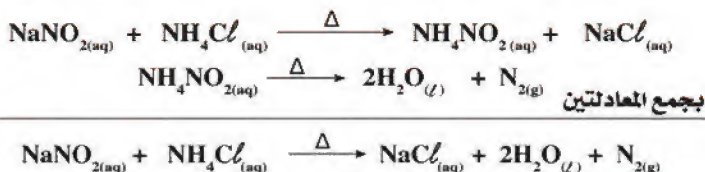
(٢) يحضر بتسخين خليط من محلولي نيتريت الصوديوم وكلوريد الأمونيوم



جهاز تحضير غاز النيتروجين من محلولي نيتريت الصوديوم وكلوريد الأمونيوم شكل (٢-٤)



## الباب الرابع : العناصر الممثلة فى بعض المجموعات المنتظمة



### الخواص الطبيعية

#### نشاط عملي : الخواص الطبيعية لغاز النيتروجين

قم بتحضير عدة مغايير من غاز النيتروجين ثم أجر عليها التجارب الآتية:

التجارب	المشاهدة	الاستنتاج
(١) لاحظ لون الغاز واختبر رائحته. (٢) ما الذى تستنبطه من طريقة جمع الغاز عند تحضيره من الهواء الجوى من حيث ذوبانه فى الماء؟ (٣) صب قليل من الماء النقى فى مخبر مملوء بالغاز ورجه جيداً، ثم اختبر المحلول الناتج بورقتى عباد شمس «حمراء، زرقاء، ماذا تلاحظ؟		

فى ضوء النشاط السابق وغيره يمكن إجمال بعض الخواص الفيزيائية للنيتروجين فيما يلى:

(١) غاز عديم اللون والطعم والرائحة .

(٢) أخف قليلاً من الهواء لاحتواء الهواء على الأكسجين الأثقل من النيتروجين

(٣) شحيح الذوبان فى الماء 23mL (N<sub>2</sub>) / 1L (H<sub>2</sub>O) فى معدل الضغط ودرجة الحرارة STP

(٤) متعادل التأثير على عباد الشمس بلونيه .

(٥) كثافته (1.25g/L at STP)

(٦) درجة غليانه (-159.79 °C) أى أنه يمكن إسالته عند هذه الدرجة فى الضغط الجوى

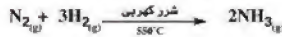
المعتاد .

## أهم الخواص الكيميائية :

فى تفاعلات عنصر النيتروجين مع العناصر الأخرى نلاحظ أنها لا تتم إلا فى وجود شرر كهربى أو قوس كهربى أو تسخين شديد وذلك لصعوبة كسر الرابطة الثلاثية بين ذرتى النيتروجين

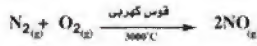
### ١- مع الهيدروجين :

يتكون غاز النشادر فى وجود الشرر الكهربى عند  $550^{\circ}\text{C}$



### ٢- مع الأكسجين :

فى وجود قوس كهربى ( عند  $3000^{\circ}\text{C}$  ) يتكون أكسيد النيتريك الذى سرعان ما يتأكسد إلى ثانى أكسيد النيتروجين -



### ٣- مع الفلزات فى درجات حرارة عالية :

يتفاعل النيتروجين مع الفلزات مثل الماغنسيوم ويتكون نيتريد الفلز.

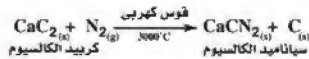


وتتحلل النيتريدات المتكونة بسهولة فى الماء ويتصاعد غاز النشادر.



### ٤- مع كربيد الكالسيوم :

يتحد كربيد الكالسيوم  $\text{CaC}_2$  مع النيتروجين بواسطة القوس الكهربى ويتكون سياناميد الكالسيوم  $\text{CaCN}_2$  وهو سماد زراعى .



ويعتبر سياناميد الكالسيوم مصدرًا للنشادر فى التربة الزراعية عند عملية الرى .

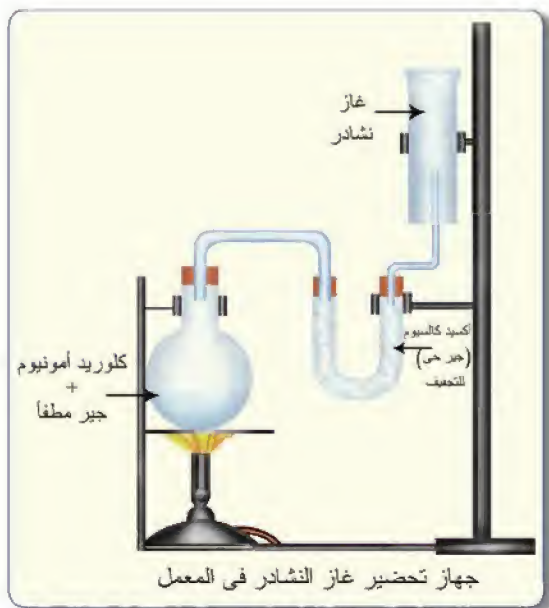


### أشهر مركبات النيتروجين

أولاً : النشادر  $\text{NH}_3$

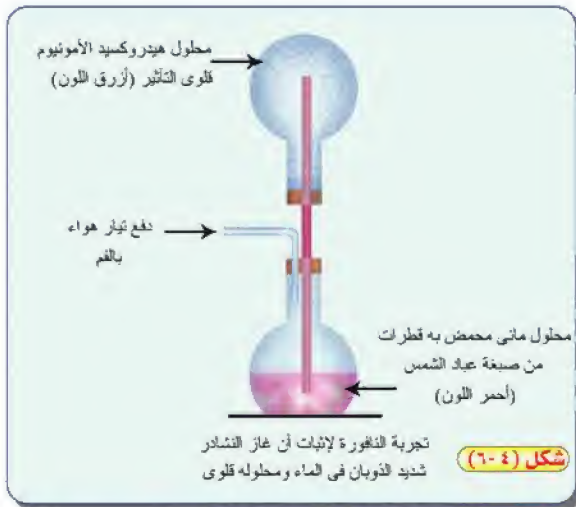
تدريب عملي : تحضير النشادر فى المعمل :

- ١- حضر الجهاز الموضح بالرسم شكل (٤-٥).
- ٢- ضع فى الدورق كلوريد أمونيوم وجير مطفاً ومادة مجففة فى الأنبوبة ذات الشعبتين (جير حى).
- ٣- سخن محتويات الدورق واملاً عدة مخابير بإزاحة الهواء إلى أسفل ثم اختبر خواص الغاز.



شكل (٤-٥)

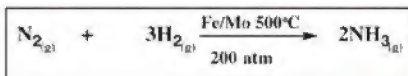
الاستنتاج	المشاهدة	التجربة
		<p>١- ما لون النشادر وما رائحته؟</p> <p>٢- ضع بضع قطرات من الماء في مخبر الغاز ورج المخبر، وضع محلول عباد الشمس الأحمر في المخبر. ما تأثير الغاز عليه؟</p> <p>٣- قرب شظية مشتعلة من فوهة المخبر، هل يشتعل الغاز؟ هل تنطفئ الشظية؟</p> <p>٤- حضر جهاز النافورة الموضح بالشكل رقم (٤ - ٦) واملأ الدورق بغاز النشادر ولاحظ ما يحدث ولماذا؟</p>



**علل : يعتبر غاز النشادر أنهيدريد قاعدة**

### تحضير النشادر فى الصناعة :

بواسطة طريقة « هابر - بوش » يمكن تحضير النشادر صناعيا من عنصرى النيتروجين والهيدروجين فى وجود عوامل حفازة هى الحديد والمولبيدوم وتحت ضغط 200 atm فى درجة حرارة 500°C



### الكشف عن غاز النشادر (الأمونيا) :

عند تعرض ساق زجاجية مبللة بحمض الهيدروكلوريك المركز لغاز النشادر تتكون سحب بيضاء كثيفة من كلوريد الأمونيوم مادة صلبة تتسامى .



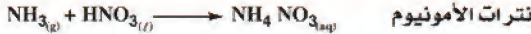
### الأمونيا وصناعة الأسمدة

كما علمنا أن عنصر النيتروجين يدخل فى تحضير الأمونيا (النشادر) فى الصناعة، ويعتبر النيتروجين من أهم مصادر التغذية للنباتات لأنه عنصر عام فى تركيب البروتين. ويوجد النيتروجين فى التربة ضمن المواد العضوية أو المركبات غير العضوية المكونة للتربة غير أن كمية النيتروجين فى التربة تقل مع مرور الزمن ويجب تعويضها بإضافة الأسمدة النيتروجينية (الأزوتية) أو الأسمدة الطبيعية (روث البهائم). وعلى الرغم من أن النيتروجين يشكل حوالى  $\frac{4}{5}$  من حجم الهواء الجوى إلا أن النبات لا يستطيع أن يستفيد منه بشكله الغازى ومن هنا جاءت فكرة إمداد التربة بعنصر النيتروجين على هيئة أملاح الأمونيوم واليوريا التى تذوب فى ماء الرى وتمتصها جذور النباتات. ويعتبر النشادر المادة الأولية الرئيسية التى تصنع منها معظم الأسمدة النيتروجينية (الأزوتية).

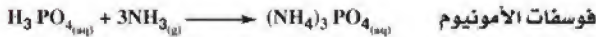
### كيف يمكن الحصول على بعض أملاح الأمونيوم الهامة؟

**أولاً :** يمكن صناعة الأسمدة النيتروجينية غير العضوية بواسطة تفاعلات بين الأمونيا والحمض المناسب لإنتاج أملاح الأمونيوم التى تستخدم كأسمدة غير عضوية.





**ثانياً ، لتحضير سماد نيتروجيني فوسفاتي هام مثل فوسفات الأمونيوم يتم تحضير حمض الأرثوفوسفوريك أولاً لاستخدامه فى التفاعل مع الأمونيا .**



### بعض الملاحظات على الأسمدة الشائعة:

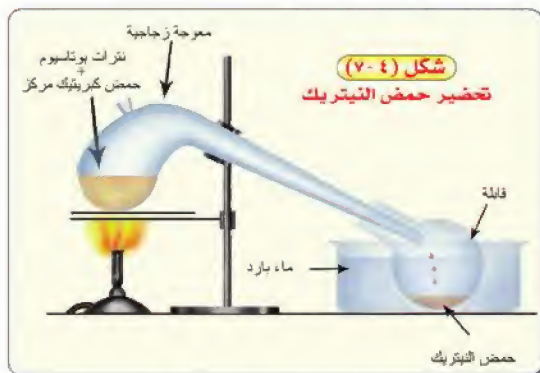
- ١- نترات الأمونيوم تحتوى على نسبة عالية من النيتروجين (35%) وهى سريعة الذوبان فى الماء والزيادة منها تسبب حمضية التربة .
- ٢- تعمل كبريتات الأمونيوم على زيادة حامضية التربة لذلك يجب معادلة التربة التى تعالج بصفة مستمرة بهذا النوع من الأسمدة .
- ٣- سماد فوسفات الأمونيوم سريع التأثير فى التربة ويمدها بنوعين من العناصر الأساسية وهما النيتروجين والفوسفور .
- ٤- يحتوي سماد اليوريا على نسبة عالية من النيتروجين (46%) وهو من أنسب الأسمدة التى تستخدم فى المناطق الحارة حيث أن درجة الحرارة المرتفعة تساعد على سرعة تفككه إلى أمونيا وثانى أكسيد الكربون .
- ٥- سماد المستقبل النيتروجيني هو الأمونيا المسالة، حيث يمكن إضافته للتربة على عمق حوالى 12cm ، وسائل الأمونيا يتميز عن الأسمدة الأخرى بارتفاع نسبة النيتروجين حيث تصل إلى حوالى (82%) .

**ثانياً، حمض النيتريك،  $HNO_3$**

**تحضير حمض النيتريك فى العمل :**

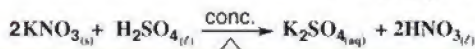
تدريب عملى :

١- حضر الجهاز الموضح بالرسم شكل (٤ - ٧)



٢- ضع فى المعوجة الزجاجية نترات بوتاسيوم وحمض كبريتيك مركز وضع القابلة فى حوض به ماء بارد.

٣- سخن محتويات المعوجة بشرط ألا تزيد درجة الحرارة عن  $100^{\circ}C$  واستقبل الحمض المتكون فى القابلة ثم اختبر خواصه .



التجربة	المشاهدة	الاستنتاج
١- ما لون السائل المتكون؟		
٢- أضف إلى السائل المتكون محلول عباد الشمس الأزرق ماذا تشاهد؟		
٣- خذ كمية من السائل فى أنبوبة اختبار وأضف إليه خرطة النحاس مع التسخين ماذا تشاهد؟		
٤- خفف الحمض بكمية من الماء وأضف إليه برادة الحديد . ما لون الغاز المتصاعد وما تأثير الهواء عليه؟		

**الخواص الكيميائية لحمض النيتريك :**

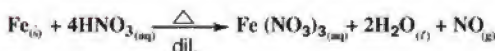
١- يتحلل بالتسخين :



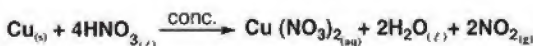
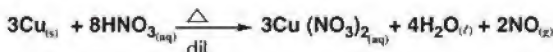
٢- عامل مؤكسد إذ ينتج من تحلله حرارياً غاز الأكسجين .

٣- مع الفلزات :

( أ ) يتفاعل الحمض مع الفلزات التى تسبق الهيدروجين فى السلسلة الكهروكيميائية ويتكون نترات الفلز والهيدروجين الذرى الذى يختزل الحمض .



( ب ) أما الفلزات التى تلى الهيدروجين فى السلسلة الكهروكيميائية فإنها تتفاعل على أساس أن الحمض عامل مؤكسد حيث يتم أكسدة الفلز ثم يتفاعل الأكسيد مع الحمض .



( ج ) بعض الفلزات لا يؤثر الحمض المركز فيها مثل الحديد والكروم والألومنيوم ويعزى ذلك إلى ظاهرة الخمول passivity ويعزى خمول الفلز إلى أن الحمض مؤكسد ويكون طبقة من الأكسيد غير مسامية واقية تمنع الفلز من التفاعل .

**الكشف عن أيون النترات  $\text{NO}_3^-$  :**

تجربة الحلقة البنية ( Brown ring Test ) :

١- محلول ملح النترات + محلول مركز من كبريتات الحديد (II) حديث التحضير .

٢- أضف قطرات من حمض الكبريتيك المركز باحتراس على الجدار الداخلى لأنبوبة الاختبار حيث يهبط الحمض إلى قاع الأنبوبة وتظهر حلقة بنية عند سطح الانفصال تزول بالرج أو التسخين .

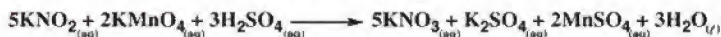
## الباب الرابع : العناصر المثلثة فى بعض المجموعات المنتظمة



مركب الحلقة البنية

### كيف تميز بين أملاح النيترات والنيتريت ؟

بإضافة محلول برمنجنات البوتاسيوم المحمضة بكمض الكبريتيك المركز لمحلول الملح فإذا زال اللون البنفسجى للبرمنجنات يكون الملح نيتريت .



وفي حالة عدم زوال لون البرمنجنات فإن الملح هو النيترات .

علل : لا يمكن إجراء اختبار اللمب لعناصر المجموعة 5A باستثناء Sb, As.

### الأهمية الاقتصادية لعناصر المجموعة الخامسة 5A

#### (١) النيتروجين

- صناعة غاز الأمونيا ، النشادر ،

- صناعة الأسمدة النيتروجينية

- تزويد إطارات السيارات ، لأن النيتروجين يقلل من احتمالات انفجارها ، لعدم تأثره بسهولة بتغير درجة حرارة الجو ، بالإضافة إلى أن معدل تسربه أقل من الهواء الجوى .

- ملء أكياس البطاطس الشيبسى ، للحفاظ على

قمرشة الرقائق ، لخموله النسبى

يستخدم النيتروجين المسال فى حفظ ونقل

الخلايا الحية وعلاج بعض أنواع الأورام الحميدة (الثآليل)

#### (٢) الفوسفور

- صناعة أعواد الثقاب الأمنة

- صناعة الأسمدة الفوسفاتية



النيتروجين المسال (شكل ٤-٨)

- صناعة العديد من السبائك مثل سبيكة برونز الفوسفور «نحاس + قصدير + فوسفور» والتي يصنع منها مراوح دفع السفن.

- صناعة الألعاب النارية.

(٣) الزرنيخ (عنصر شديد السمية)

- يستخدم كمادة حافظة للأخشاب لتأثيره السام على الحشرات والبكتيريا والفطريات.

- يدخل في تركيب ثالث أكسيد الزرنيخ الذي يستخدم لعلاج سرطان الدم «اللوكيميا»

(٤) الأنتيمون

- صناعة سبيكة «أنتيمون - رصاص» التي تستخدم في صناعة بطاريات الرصاص الحمضية

لأنها أصعب من الرصاص.

- تستخدم في تكنولوجيا أشباه الموصلات ، لصناعة أجهزة الكشف عن الأشعة تحت الحمراء.

(٥) البرموت

- يستخدم مع الرصاص والكاديوم في صناعة سبائك تستخدم في صناعة الفيوزات

لانخفاض درجة انصهارها.

## التقويم

### السؤال الأول

بين التركيب الإلكتروني للعناصر الآتية بطريقة:

١- مبدأ البناء التصاعدي، ثم بين أعداد تأكسدها الممكنة في مركباتها:

البوتاسيوم  $^{39}_{19}\text{K}$  - السيزيوم  $^{133}_{55}\text{Cs}$

النيتروجين  $^{14}_7\text{N}$  - الفوسفور  $^{31}_{15}\text{P}$

### السؤال الثاني: علل لما يأتي:

أ- تمييز الفلزات القلوية بالنشاط الكيميائي .

ب- ضعف قوة الرابطة الفلزية بين ذرات فلزات المجموعة الأولى .

ج- استخدام السيزيوم في صناعة الخلايا الكهروضوئية .

د- استخدام سوپر أكسيد البوتاسيوم في الغواصات .



## الباب الرابع : العناصر الممثلة فى بعض المجموعات المنتظمة

- هـ- عدم استخدام الماء فى إطفاء حرائق الصوديوم .
- و- عدم استخدام نترات الصوديوم فى صناعة البارود .
- ز- صعوبة استخلاص فلزات الألقلاء من خاماتها بالطرق الكيميائية العادية .
- ح- تعدد حالات تأكسد النيتروجين .
- ط- يعتبر سياناميد الكالسيوم سماد زراعى .
- ى- تستخدم سبائك البرموت مع الرصاص والكاديوم والقصدير فى صناعة الفيوزات .
- ك- يعتبر حمض النيتريك عامل مؤكسد .
- ل- يفضل استخدام سماد اليوريا فى المناطق الحارة .
- م- استخدام حمض الهيدروكلوريك المركز فى الكشف عن الأمونيا .
- ن- يفضل تزويد إطارات السيارات بغاز النيتروجين بدلاً من الهواء الجوى .
- ش- يستخدم الزرنيخ كمادة حافظة للأخشاب .

### السؤال الثالث : كيف تميز عملياً بين كل مما يأتى :

- أ- نترات الصوديوم ونيتريت الصوديوم .
- ب- كبريتات النحاس وكبريتات الألومنيوم .

### السؤال الرابع : اكتب المعادلة الكيميائية التى توضح طريقة تحضير كربونات

الصوديوم فى الصناعة .

### السؤال الخامس : وضح أثر المواد الاتية على فلز الصوديوم :

حمض الهيدروكلوريك - الهيدروجين - الأكسجين - الماء .

### السؤال السادس : اكتب معادلة تحضير حمض النيتريك فى المعمل مع رسم الجهاز

المستخدم .

### السؤال السابع: اختر الاجابة الصحيحة:

١- تزداد الصفة الفلزية في عناصر المجموعة الاولى بزيادة.....

١- النسبة المئوية بالوزن في القشرة الأرضية. ٢- درجة الغليان.

٢- العدد الذرى. ٤- درجة الانصهار.

ب- يحتوى جزئ الفوسفور في حاله البخارية على.....

١- ذرة واحدة ٢- ذرتين

٢- ثلاث ذرات ٤- أربع ذرات

ج- عند تفاعل سياناميد الكالسيوم مع الماء يتصاعد غاز.....

١- الأمونيا ٢- الهيدروجين

٢- أكسيد النيتريك ٤- ثاني أكسيد النيتروجين

د- عدد تأكسد عناصر المجموعة الاولى في مركباتها هو.....

١ - (-1) ٢ - (+1) ٣ - (-2) ٤ - (+2)

هـ- يستخدم سوهر أكسيد البوتاسيوم في القواصات لاستبدال غاز ثاني أكسيد الكربون بغاز.....

١- الهيدروجين ٢- الأكسجين

٢- الأمونيا ٤- أول أكسيد الكربون

و- عند تعريض ساق زجاجية مبللة بحمض الهيدروكلوريك المركز لغاز الأمونيا تتكون سحب بيضاء كثيفة من.....

١- كربونات الأمونيوم ٢- كلوريد الأمونيوم

٢- كلوريد الهيدروجين ٤- كبريتات الأمونيوم

ز- عند إضافة محلول من كبريتات النحاس إلى محلول الصودا الكاوية ثم تسخين الراسب تتكون مادة.....

١- سوداء ٢- بيضاء

٢- صفراء ٤- حمراء

### السؤال الثامن:

اشرح طريقة تحضير غاز النيتروجين من الهواء الجوى مع رسم الجهاز المستخدم وعليه البيانات وكتابة معادلات التفاعلات الحادثة.